

**MANUAL DE EXPERIENCIAS PRÁCTICAS PARA EL ESTUDIO DE ALGUNAS VARIABLES
TERMODINÁMICAS**

MARÍA ALEJANDRA ARANGO LONDOÑO

1058913220

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA

FACULTAD DE TECNOLOGÍA

ESCUELA DE QUÍMICA

PEREIRA

2016

**MANUAL DE EXPERIENCIAS PRÁCTICAS PARA EL ESTUDIO DE ALGUNAS VARIABLES
TERMODINÁMICAS**

MARÍA ALEJANDRA ARANGO LONDOÑO

1058913220

**Trabajo de grado presentado como requisito para optar el título de
Tecnóloga en Química**

DIRECTORES:

ING. LUIS GUILLERMO RÍOS AGUIRRE, Facultad de Tecnología UTP.

ING. YAMAL MUSTAFÁ IZA, Facultad de Ingeniería Mecánica UTP.

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA

FACULTAD DE TECNOLOGÍA

ESCUELA DE QUÍMICA

PEREIRA

2016

NOTA DE ACEPTACIÓN DE TRABAJO DE GRADO
MANUAL DE EXPERIENCIAS PRÁCTICAS PARA EL ESTUDIO DE ALGUNAS VARIABLES
TERMODINÁMICAS

Presentado por:

MARÍA ALEJANDRA ARANGO LONDOÑO

Los suscritos directores y jurado del presente trabajo de grado, una vez realizada la versión escrita y presenciado la sustentación oral, decidimos otorgar la nota de:

Con la connotación:

Para constancia firmamos en la ciudad de Pereira hoy:

Directores:

ING. LUIS GUILLERMO RÍOS AGUIRRE

ING. YAMAL MUSTAFÁ IZA

Jurado:

Firma

Jurado:

Firma

“Hay una fuerza motriz más poderosa que el vapor, la electricidad y la energía atómica: La voluntad.”

Albert Einstein

DEDICATORIA

A mis padres por ser mi todo. Por darme su apoyo, confianza y la estabilidad tanto emocional como económica para poder alcanzar este logro, que sin duda alguna no hubiese sido posible sin ellos.

A mi hermana por ser mi ejemplo, mi pilar, esa voz de fortaleza en mis momentos difíciles y, por enseñarme que todo esfuerzo es al final recompensa.

A mis compañeros que permitieron que este tiempo de aprendizaje y formación fuera uno de los mejores de mi vida, por permitirme compartir con ellos horas y horas de estudio y dedicación en este largo, nada fácil pero satisfactorio camino.

A mi familia y a las personas que estuvieron compartiendo el camino recorrido durante todo este tiempo de formación, que me apoyaron incondicionalmente para hacer realidad este sueño.

AGRADECIMIENTOS

A los docentes Luis Guillermo Ríos Aguirre y Yamal Mustafá Iza por haberme permitido trabajar con ellos durante este tiempo. Por compartir su conocimiento; por su paciencia, dedicación, confianza, esfuerzo y acertada dirección en la realización de este proyecto.

A mi familia por acompañarme durante este largo camino, por apoyarme en cada una de mis decisiones, y por hacer posible este sueño.

A mis docentes de carrera por su compromiso, paciencia, dedicación y por formarme en una de las más difíciles, pero sin duda alguna una de las más bellas y mejores profesiones.

A todos los docentes, analistas, expertos y profesionales que se desempeñan en docencia e investigación en la UTP que compartieron su conocimiento y experiencia para permitir plasmarla en este documento y hacer de él una herramienta útil para los estudiantes que hagan uso de ella.

A mis queridos compañeros por su constante presencia en este camino, por esas arduas jornadas de trabajo, estudio y laboratorios.

Y, a las demás personas que quizás no estuvieron de manera constante en el proceso, pero aportaron su granito de arena para hacer de este proyecto una realidad.

TABLA DE CONTENIDO

Pág.

LISTA DE TABLAS.....	13
LISTA DE ILUSTRACIONES	14
LISTA DE IMÁGENES	15
LISTA DE FIGURAS	16
LISTA DE GRÁFICAS	17
LISTA DE ANEXOS	18
RESUMEN.....	19
INTRODUCCIÓN.....	21
PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.....	23
JUSTIFICACIÓN	24
1. TEMAS INTRODUCTORIOS.....	25
1.1. SEGURIDAD Y MEDIDAS PREVENTIVAS PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO.....	26
1.2. SISTEMAS COMUNES DE UNIDADES.....	27
1.3. IMPORTANCIA DE LA CONVERSIÓN DE UNIDADES EN LA SOLUCIÓN DE PROBLEMAS	28
1.4. PROPIEDADES	30
1.5. MUNDO MACROSCÓPICO Y MUNDO MICROSCÓPICO.....	32
1.6. ACLARACIÓN SOBRE EL CONCEPTO DE ALGUNAS UNIDADES DE MEDIDA.....	33
1.7. COMENTARIOS SOBRE UNIDADES COMÚNMENTE USADAS EN NUESTRO MEDIO QUE NO PERTENECEN AL S.I	34
1.8. MAPA TERMODINÁMICO	36
1.9. ERRORES EXPERIMENTALES.....	37
1.9.1 Error Humano.....	38
1.9.2 Calibración y Manipulación de Equipos y Materiales	39
1.9.3 Escalas de Medición	39
1.9.4 Toma Correcta y Preparación de Muestras	40
1.9.5 Procedimientos Utilizados para la Medición de (masa, volumen, presión, temperatura, tiempo):.....	40
1.9.6 Nivelación de Equipos.....	42
BIBLIOGRAFÍA.....	45

2.	TEMPERATURA.....	49
2.1.	INTRODUCCIÓN	49
2.2.	FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	50
2.2.1	Ley de Charles – Gay-Lussac.....	52
2.2.2	Termómetros de Inmersión Total y de Inmersión Parcial.....	54
2.3.	PRÁCTICA 1: TERMÓMETRO DE VOLUMEN CONSTANTE.....	56
2.4.	PRÁCTICA 2: TEMPERATURA DE EBULLICIÓN DE UN LÍQUIDO PURO A LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA LOCAL	60
2.5.	PRÁCTICA 3: TEMPERATURA EBULLICIÓN DE UN LÍQUIDO PURO A UNA PRESIÓN DIFERENTE A LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA LOCAL.....	62
2.6.	PRÁCTICA 4: LEY DE ENFRIAMIENTO DE NEWTON	65
2.7.	EJERCICIOS POR RESOLVER	72
2.8.	LECTURA COMPLEMENTARIA: LA OLLA DE PRESIÓN	73
	BIBLIOGRAFÍA	75
3.	PRESIÓN.....	77
3.1.	INTRODUCCIÓN	77
3.2.	FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	77
3.2.1	¿Cómo se Mide la Presión?	79
3.2.2.	Ley De Boyle.....	80
3.3.3	Tipos De Presión.....	80
3.3.4	Tipos de Manómetros Comunes.....	82
3.3.	PRÁCTICA 1: PRINCIPIO DE OPERACIÓN DE UN MANÓMETRO DE BOURDON.....	83
3.4.	PRÁCTICA 2: PRINCIPIO DE OPERACIÓN DE UN GATO HIDRÁULICO.....	85
3.5.	PRÁCTICA 3: OPERACIÓN DE VACIADO DE UN TANQUE SELLADO.....	88
3.6.	PRÁCTICA 4: LEY DE BOYLE.....	90
3.7.	CASOS DE ESTUDIO	93
3.8.	EJERCICIOS POR RESOLVER	97
3.9.	LECTURA COMPLEMENTARIA: ¿ESTÁ USTED SEGURO DE QUE LOS MANÓMETROS INDICAN LA LECTURA CORRECTA?.....	98
	BIBLIOGRAFÍA	101

4.	VOLUMEN.....	103
4.1.	INTRODUCCIÓN	103
4.2.	FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	103
4.2.1	Volumen Específico	103
4.2.2	Propiedades Molares Parciales	104
4.3.	PRACTICA 1: ADITIVIDAD VOLUMÉTRICA	106
4.4.	CASOS DE ESTUDIO	109
4.5.	LECTURA COMPLEMENTARIA: CASO DE CUATRO PROBETAS GRADUADAS	110
	BIBLIOGRAFÍA	112
5.	DENSIDAD.....	113
5.1.	INTRODUCCIÓN	113
5.2.	FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	113
5.2.1.	Algunos Instrumentos Usados para Medir Densidad.....	114
5.3.	PRÁCTICA 1: PRÁCTICA DEMOSTRATIVA SOBRE DENSIDAD	116
5.4.	PRÁCTICA 2: DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE UN MATERIAL SÓLIDO.	118
5.5.	LECTURA COMPLEMENTARIA: CIENCIA EN LA BAÑERA.....	121
	BIBLIOGRAFÍA	123
6.	VISCOSIDAD	124
6.1.	INTRODUCCIÓN	124
6.2.	FUNDAMENTO TEÓRICO.....	124
6.2.1	Fluido	124
6.2.1.1	Fluido Newtoniano	125
6.2.1.2	Fluido no Newtoniano	125
6.2.2	¿Por Que se Mide la Viscosidad?	125
6.2.3	¿Cómo se Mide la Viscosidad?	126
6.3.	PRÁCTICA 1: DEPENDENCIA DE LA VISCOSIDAD CON LA TEMPERATURA	127
6.4.	PRÁCTICA 2: DIFERENCIAS DE VISCOSIDAD ENTRE DOS LÍQUIDOS.....	130
	BIBLIOGRAFÍA	132
7.	TENSIÓN SUPERFICIAL	133
7.1.	INTRODUCCIÓN	133
7.2.	FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	133

7.3. PRÁCTICA 1: EMPLEO DE TUBOS CAPILARES PARA ESTIMAR LA TENSIÓN SUPERFICIAL DE UN LÍQUIDO	135
7.4. PRÁCTICA 2: CAMBIO DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL DE UN LÍQUIDO MEDIANTE LA ADICIÓN DE UN SOLUTO (DETERGENTE O JABÓN).....	138
7.5. LECTURA COMPLEMENTARIA: LOS SURFACTANTES	141
BIBLIOGRAFÍA	144
8. PRESIÓN DE VAPOR.....	145
8.1. INTRODUCCIÓN	145
8.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	145
8.2.1 Ecuación de Antoine	146
8.3. PRACTICA 1: DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DE LAS CONSTANTES DE	148
LA ECUACIÓN DE ANTOINE PARA UNA SUSTANCIA PURA.....	148
8.4. PRÁCTICA 2: DETERMINACIÓN DEL CALOR DE VAPORIZACIÓN DEL AGUA.....	153
8.5. CASOS DE ESTUDIO	160
BIBLIOGRAFÍA	165
9. CALOR ESPECÍFICO	166
9.1. INTRODUCCIÓN	166
9.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	166
9.2.1 Calor Especifico de los Gases.....	168
9.3. PRÁCTICA 1: CP DEL AGUA SISTEMA CERRADO	169
9.4. PRÁCTICA 2: CP PARA UN VOLUMEN DE CONTROL.....	173
9.5. PRÁCTICA 3: CP DEL AIRE.....	176
9.6. PRÁCTICA 4: RELACIÓN DE CALOR ESPECÍFICO $k = C_p/C_v$	179
9.7. EJERCICIOS PARA RESOLVER	183
9.8. LECTURA COMPLEMENTARIA: IMPORTANCIA DEL CALOR ESPECÍFICO DEL AGUA .	184
BIBLIOGRAFÍA	185
10. DIAGRAMAS DE CAMBIOS DE FASE	186
10.1. INTRODUCCIÓN.....	186
10.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	186
10.2.1 Cambios de Energía que Acompañan a los Cambios de Fase	187
10.2.2 Diagramas Termodinámicos (P-V) (T-V) para una Sustancia Refrigerante	187
10.2.3 Propiedades Coligativas	191

10.2.4 Ley de Raoult.....	193
10.3. PRÁCTICA 1: DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR	195
10.4. PRÁCTICA 2: CONSTRUCCIÓN DE UNA LÍNEA DE DÜHRING	197
10.5. EJERCICIOS POR RESOLVER.....	201
10.6. LECTURAS COMPLEMENTARIAS.....	202
10.6.1 La “Coca-Cola” y La Termodinámica.....	202
10.6.2 Caso de la Familia Ingalls: “Lo que la helada podía haberse llevado”	203
10.6.3 Liofilización.....	204
BIBLIOGRAFÍA	206
11. VARIABLES METEOROLÓGICAS FUNDAMENTALES.....	207
11.1 INTRODUCCIÓN.....	207
11.2 FUNDAMENTO TEÓRICO	207
11.2.1 Terminología Estándar Relativa al Condicionamiento.....	208
11.2.2 Gases Ideales: Procesos Psicométricos	214
11.3. PRÁCTICA DEMOSTRATIVA DE HUMEDAD DEL AIRE	216
11.4. CASOS DE ESTUDIO	218
11.5. EJERCICIO POR RESOLVER.....	222
BIBLIOGRAFÍA	222
12. TEMAS COMPLEMENTARIOS.....	223
12.1. PRÁCTICA 1: PRÁCTICA DEMOSTRATIVA SOBRE EL TRABAJO DE UNA MÁQUINA TÉRMICA.....	223
12.1.1 Algunas Máquinas Térmicas	224
12.2. PRÁCTICA 2: TRABAJO REALIZADO POR UNA REACCIÓN QUÍMICA	228
ANEXOS.....	230
BIBLIOGRAFÍA	235
13. CONCLUSIONES.....	236

LISTA DE TABLAS	Pág.
Tabla 1.1: Sistemas Comunes de Unidades	27
Tabla 1.2: Diferencias del Mundo Macroscópico y Microscópico	32
Tabla 1.3: Mundo Micro y Macroscópico	32
Tabla 1.4: Aclaración sobre el Concepto de Algunas Unidades de Medida	33
Tabla 1.5: Comentario sobre Unidades Comúnmente Usadas en Nuestro Medio que no Pertenece al Sistema Internacional (S.I)	34
Tabla 2.1: Resultados Experimentales Ley de Enfriamiento de Newton	69
Tabla 2.2: Análisis de Resultados Experimentales.....	70
Tabla 3.1: Datos Experimentales de Boyle	93
Tabla 3.2: Resultados Tratamiento Matemático Ley de Boyle	94
Tabla 9.1: Calor Especifico de Algunos Materiales.....	167
Tabla 10.1: Descripción de Proceso de Refrigeración	189
Tabla 11.1: Parámetros de Humedad y Aplicaciones Representativas	210
Tabla 11.2: Terminología	212

LISTA DE ILUSTRACIONES

Pág.

Ilustración 2.1. Materiales y Equipos para Termómetro de Volumen Constante	56
Ilustración 2.2. Continuación Materiales y Equipos para Termómetro de Volumen Constante	57
Ilustración 2.3: Procedimiento Experimental Termómetro de Volumen Constante	59
Ilustración 2.4: Materiales y Equipos para Calderín	62
Ilustración 2.5: Materiales y Equipo para Ley de Enfriamiento de Newton	67
Ilustración 3.1: Materiales y Equipos para Manómetro de Bourdon	83
Ilustración 3.2: Procedimiento Experimental Manómetro de Bourdon.....	84
Ilustración 3.3: Materiales y Equipos para Gato Hidráulico.....	86
Ilustración 3.4: Materiales y Equipos para Vaciado de un Tanque.....	88
Ilustración 3.5: Procedimiento Experimental Vaciado de un Tanque.....	89
Ilustración 3.6: Materiales y Equipos para Ley de Boyle (Equipo de Venoclisis)	90
Ilustración 4.1: Procedimiento Experimental de Aditividad: Sistema Agua-Agua	107
Ilustración 4.2: Procedimiento Experimental de Aditividad: Sistema Etanol-Etanol	107
Ilustración 4.3: Procedimiento Experimental de No Aditividad: Sistema Etanol-Agua.....	108
Ilustración 5.1: Procedimiento Experimental Flotación de Jabón Ivory	117
Ilustración 6.1: Tubos de Plástico con Aceites Bajo Estudio	127
Ilustración 6.2: Materiales y Equipos para Medición de Diferentes Viscosidades	130
Ilustración 7.1: Procedimiento Experimental Variación de la Tensión Superficial con la Adición de un Detergente	139
Ilustración 8.1: Equipo para la Determinación de las Constantes de Antoine	149
Ilustración 9.1: Materiales y Equipos para Cp del Agua Sistema Cerrado	169
Ilustración 9.2: Materiales y Equipos Cp del Agua Sistema Abierto	173
Ilustración 9.3: Materiales y Equipos Cp del Aire	176
Ilustración 9.4: Materiales y Equipos para Relación de Calor Especifico	180
Ilustración 10.1: Equipo para la Construcción de Línea de Dühring.....	198
Ilustración 11.1: Procedimiento Experimental Humedad del Aire.....	216
Ilustración 12.1: Materiales y Equipo para Máquina Térmica	226
Ilustración 12.2: Procedimiento Experimental Trabajo de una Reacción.....	228

LISTA DE IMÁGENES	Pág.
Imagen 12.1: Manovacuómetro.....	230
Imagen 12.2: Empacado al Vacío (Conservas)	230
Imagen 12.3: Sifón o Cola de Marrano	231
Imagen 12.4: Tubo Venturi	231
Imagen 12.5: Incentivador Respiratorio "Modelo 1"	232
Imagen 12.6: Incentivador Respiratorio. "Modelo 2"	232
Imagen 12.7: Vista Lateral de Algunos Sólidos	232
Imagen 12.8: Vista Superior	233
Imagen 12.9: Intercambiador de Coraza	233
Imagen 12.10: Serpentín.....	233
Imagen 12.11: Pared Compuesta.....	234
Imagen 12.12: Placa Infinita	234
Imagen 12.13: Cilindro Infinito	234

LISTA DE FIGURAS	Pág.
Figura 2.1: Escalas de temperatura.....	51
Figura 2.2: Volumen de una masa fija de un gas en función de la temperatura a $P = \text{const}$	52
Figura 2.3: Olla de presión	73
Figura 2.4: Diagrama de Fases del Agua	74
Figura 3.1: Medición de la Presión	79
Figura 3.2: Medición de la presión atmosférica con un manómetro de mercurio	81
Figura 3.3: Principio de Funcionamiento de un Gato Hidráulico	85
Figura 3.4: Procedimiento Experimental Ley de Boyle	91
Figura 3.5: Resultados Experimentales de Boyle	93
Figura 3.6: Tubo Rígido en U. Descripción de Ejercicio	95
Figura 3.7: Esquema simplificado del Equipo	100
Figura 4.1: Volúmenes Específicos Parciales y Totales del Sistema Etanol-Agua a 20°C	105
Figura 4.2: Modelo Experimental de Probetas Graduadas	110
Figura 5.1: Paso a Paso del Procedimiento	119
Figura 8.1: Curva de Vaporización del Agua.....	147
Figura 8.2: Diagrama de Cambios de Fase para el Agua.....	164
Figura 10.1: Diagrama de Cambios de Fase para el Agua.....	186
Figura 10.2: Refrigerador Doméstico.....	188
Figura 10.3: Ciclo de Refrigeración	189
Figura 10.4: Diagrama T-v	190
Figura 10.5: Diagrama P-v	191
Figura 10.6: Comparación del Diagrama de Fases de una Sustancia Pura y el de una Solución.	192
Figura 10.7: Línea de Dühring	197
Figura 10.8: Congelamiento espontáneo de la “Coca-Cola”	203
Figura 12.1: Máquina Térmica Irreal	223
Figura 12.2: Máquina Térmica.....	224
Figura 12.3: Equipo de Refrigeración	225
Figura 12.4: Bombas de Calor.....	225

LISTA DE GRÁFICAS

Pág.

Gráfica 2.1: Curva de Enfriamiento	69
--	----

LISTA DE ANEXOS

Pág.

Anexo 1.1: FORMATO DE ENCUESTA. RECOPIACIÓN DE FUENTES DE ERROR EXPERIMENTALES	43
Anexo 12.1: AYUDAS DIDÁCTICAS.....	230

RESUMEN

La experimentación siempre ha sido una parte fundamental en la enseñanza. Esta no solo se aplica en los modernos planes de estudio sino que también ha sido implementada en épocas anteriores como una herramienta básica para el aprendizaje. Las prácticas de laboratorio se han incorporado en varios cursos porque permiten avanzar en el conocimiento, apropiarse con mayor facilidad del tema que se estudia y asociar a la realidad lo que se analiza.

La finalidad de este trabajo consiste en elaborar un manual de experiencias prácticas que permita a los estudiantes conocer, estudiar y desarrollar algunos de los temas que se plantean como objetivos de los planes de estudio de asignaturas tales como Química General, Fisicoquímica, Termodinámica, Mecánica de Fluidos, entre otras. Se incluyen prácticas en las cuales es posible hacer mediciones y obtener valores experimentales para ser comparados con los valores reportados en la literatura técnica, y otras prácticas que son puramente demostrativas.

Las experiencias prácticas pueden desarrollarse con facilidad en función de los costos (los cuales son moderados tanto en reactivos como en equipos), de sencilla ejecución, y de tiempos de duración cortos, para ser desarrolladas por un buen número de estudiantes de acuerdo con el tiempo y los recursos escasos de que se disponen en los cursos universitarios.

El manual cuenta con una parte introductoria que trata sobre temas de gran aplicación e interés general tales como seguridad y medidas preventivas para el trabajo en el laboratorio, sistema comunes de unidades, importancia de la conversión de unidades en la solución de problemas, propiedades extensivas e intensivas, definición de mundo macroscópico y mundo microscópico, aclaración sobre el concepto de algunas unidades de medida, comentarios sobre unidades comúnmente usadas en nuestro medio que no pertenecen al sistema internacional (S.I), mapa Termodinámico y algunos errores experimentales. Es importante aclarar que este último tema se desarrolló con base en la información consignada en unas encuestas realizadas a distintos profesionales que se desempeñan en la docencia e investigación en la UTP, con el fin de recaudar su conocimiento y experiencia de una forma tal que resulte útil para los estudiantes que hagan uso de este manual.

Los temas que se desarrollan en los capítulos posteriores hacen alusión a variables tales como: Temperatura, presión, volumen, densidad, viscosidad, tensión superficial, presión de vapor, calor específico, algunas variables meteorológicas fundamentales, diagramas de cambios de fase, y algunos temas complementarios.

Se da una estructura sencilla al documento que permite abordar los temas tratados partiendo desde los fundamentos teóricos, lo cual facilita el estudio de la parte conceptual del fenómeno. Posteriormente se detalla(n) la(s) práctica(s) a desarrollar según corresponda, con una descripción paso a paso de las actividades, equipos (si se requiere), y un formato para la toma de datos que facilite a los estudiantes su tratamiento a la hora de realizar los respectivos análisis de datos cuando sea el caso.

Al final de algunos temas se han incluido un conjunto de preguntas cuyo objetivo es hacer pensar a los alumnos sobre aspectos fundamentales de las prácticas que acaban de realizar, casos de estudio, algunos problemas por resolver acordes al tema, y lecturas complementarias que les permitirán identificar la aplicación que tiene el fenómeno que estudian en las industrias químicas o en la vida cotidiana.

INTRODUCCIÓN

Este proyecto surgió a partir de una actividad que se llevó a cabo con los directores del mismo durante el segundo semestre del año 2014, consistente en la edición de los materiales escritos, preparados por ellos por espacio de varios años para las clases de Fisicoquímica/Termodinámica que impartían en la UTP.

Inicialmente se pretendía publicar esta información, pero al cabo de los meses se vio la oportunidad de que algunos apartes tomados de esta recopilación se pudieran convertir en un proyecto de grado al ser complementados con una serie de experimentos sencillos, algunos de los cuales fueron desarrollados por los docentes mencionados, en relación con los siguientes temas: Temperatura, presión, volumen, densidad, viscosidad, tensión superficial, presión de vapor, calor específico, algunas variables meteorológicas fundamentales, propiedades coligativas de las soluciones, entre otros.

Después de ser aceptado el anteproyecto formulado según lo expresado en el párrafo anterior, se procedió a validar las prácticas propuestas y a verificar su aplicabilidad en los cursos universitarios; también se introdujeron cambios donde fue necesario, con el fin de obtener mejores resultados y mayor repetitividad. Adicionalmente, se incluyó un soporte bibliográfico considerable que permite explicar cada uno de los temas tratados con mayor profundidad.

En cuanto al presupuesto, se considera que fue de bajo costo, ya que la mayor inversión corresponde a las horas hombre, es decir, al tiempo y las jornadas de trabajo invertidas para su desarrollo. Por otra parte, se trabajó con equipos y reactivos que se encontraban disponibles en la universidad.

La mayor parte del trabajo experimental fue realizada a lo largo del segundo semestre del 2015 en el Laboratorio de Mecánica de Fluidos y Máquinas Hidráulicas de la Facultad de Ingeniería Mecánica; también se desarrollaron trabajos en los laboratorios de la Escuela de Química de la UTP.

A pesar de obtener resultados satisfactorios en la mayor parte de las prácticas propuestas en el anteproyecto, se presentaron algunas limitaciones en el desarrollo de otras, bien por dificultad en la consecución de los reactivos o bien por problemas encontrados en su ejecución. Igualmente se incluyeron otras prácticas que no estaban propuestas, las cuales se fueron adaptando a medida que se ampliaba la revisión bibliográfica.

Cada tema contiene una introducción, resumen de conceptos y principios fundamentales sobre los cuales versan las prácticas propuestas, y en cada práctica se incluyen en su orden los siguientes ítems: Objetivos, introducción, materiales y equipos, procedimiento experimental, formato para la toma de datos; análisis de datos, en algunos casos se incluyen complementos tales como lecturas recomendadas, casos de estudio, y problemas por resolver. A nivel bibliográfico, siguiendo la estructura manejada en la literatura técnica, se optó por que cada tema o capítulo contenga su propia bibliografía ya que esto facilitará su consulta y manejo individual de la información.

Así, con la realización de este manual se pretende mostrar a los estudiantes universitarios, futuros profesionales, que muchas de las complejas teorías y principios estudiados en los salones de clase pueden enfocarse de una manera sencilla, basados en ejemplos claros y asociando las temáticas con situaciones y fenómenos comunes, facilitando así su aprendizaje.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Según reportes de la revista Universia [1], Colombia aumentó entre 2012 y 2013 del 42.3 % al 45.5 % su tasa de cobertura en educación superior, registrando una matrícula en el sistema de 2,103,000 estudiantes, estadísticas que irán en ascenso para los próximos años. Es una realidad que en nuestro país, la política en educación superior pública que se viene estableciendo exige el aumento en la cobertura a las instituciones de educación superior, lo cual es una situación muy positiva para los jóvenes de bajos recursos, pero es claro que este aumento en cobertura no es compensado con un incremento proporcional en los recursos disponibles para asegurar la continuidad en la calidad de las universidades públicas.

Por lo anterior, se observa la necesidad de implementar de la forma más sencilla posible metodologías que permitan un aprendizaje de calidad en las asignaturas cuyo contenido posea un componente teórico-práctico, como es el caso de los cursos de Termodinámica y asignaturas afines. En estas condiciones los estudiantes pueden comprender los fenómenos estudiados en la teoría asociados con prácticas sencillas, con materiales de bajo costo, que no impliquen grandes inversiones en equipos o montajes muy sofisticados. De esta forma se asegura la calidad, y a la vez, que cada estudiante comprenda a cabalidad los fenómenos estudiados de manera que pueda entender las aplicaciones de los mismos en las industrias químicas.

Como colofón de los planteamientos anteriores se formula la siguiente pregunta de investigación:

¿Es posible elaborar un manual de prácticas sencillas con elementos de uso común y de bajo costo que permita a los estudiantes universitarios familiarizarse con algunas variables termodinámicas?

JUSTIFICACIÓN

La ampliación en los niveles de cobertura para la educación superior en Colombia es un reto que hoy compete no solo al gobierno nacional, sino que es una realidad que compete a todos los actores involucrados. Se debe pensar en mejoras continuas que permitan brindarles a los estudiantes una mejor calidad en su educación, una educación que sea agradable y participativa, que les permita interactuar con los fenómenos que estudian, y que su aprendizaje no se limite a escuchar y memorizar lo que el docente enseña.

Resulta fundamental darles a los estudiantes las herramientas necesarias para que éstos desarrollen un entendimiento profundo del conocimiento teórico que adquieren en el transcurso de su formación profesional, con el uso de experiencias prácticas, ya que la mayoría de los conceptos se derivan de la observación experimental. Con las presentes experiencias prácticas se pretende que los estudiantes comprendan de una manera rápida los fundamentos teóricos enseñados en las aulas de clase. Un caso claro de esto se presenta en los cursos de Química General, Fisicoquímica, Termodinámica, etc., ya que habitualmente se maneja un cierto grado de dificultad que impide que los estudiantes puedan comprender en primera instancia los fenómenos que estudian; se dan casos de confusiones, y hasta de frustraciones.

En respuesta a lo anterior, se proyecta que el manual de experiencias prácticas permita ser un enlace directo y eficaz entre el *conocimiento académico* impartido por los docentes en los salones de clase y el *conocimiento aplicado*. Estas experiencias harán que se desarrolle un entendimiento cabal de los fenómenos estudiados para permitirles a los estudiantes actuales, un mejor desempeño laboral en su futuro profesional.

1. TEMAS INTRODUCTORIOS

En este primer capítulo se pretende mostrar algunos temas generales tales como:

- Seguridad y medidas preventivas para el trabajo en el laboratorio
- Sistema comunes de unidades
- Importancia de la conversión de unidades en la solución de problemas
- Propiedades extensivas e intensivas
- Mundos macroscópico y microscópico
- Aclaración sobre el concepto de algunas unidades de medida
- Comentario sobre unidades comúnmente usadas en nuestro medio que no pertenecen al sistema internacional (S.I).
- “Mapa Termodinámico”
- Errores experimentales.

Estos son temas de uso común para los estudiantes de las carreras universitarias en las áreas técnicas.

1.1. SEGURIDAD Y MEDIDAS PREVENTIVAS PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

Es necesario realizar una serie de recomendaciones generales para realizar el trabajo experimental de forma segura y con las medidas preventivas suficientes para minimizar los riesgos presentes durante el trabajo en el laboratorio. La seguridad en el laboratorio puede definirse como el conjunto de técnicas y procedimientos cuyo objetivo es evitar o minimizar el riesgo de accidente, y que han de seguirse de forma consciente y continua. Hay que recordar siempre que cualquier trabajo realizado en un laboratorio conlleva un cierto riesgo, que puede ser mayor o menor en función de la práctica realizada, pero nunca es cero [2, p. 1].

Las actividades que se desarrollan en los laboratorios dan lugar a unas condiciones de trabajo muy distintas a las que se desarrollan en cualquier otra actividad dentro del campus universitario, lo que justifica su tratamiento diferenciado. El laboratorio es un lugar donde el nivel de riesgo es mayor, estando éste relacionado con las instalaciones, los productos químicos que se utilizan y las operaciones que se llevan a cabo. Cualquier operación que se realiza en el laboratorio suele ir acompañada de una manipulación de productos químicos, equipos a altas temperaturas y presiones, fuentes eléctricas, etc., situaciones que entrañan gran cantidad de riesgos, por lo que resulta básico para los docentes y los estudiantes una adecuada formación relacionada con las buenas prácticas en el laboratorio, incluyendo el uso de equipos de seguridad [3, p. 195].

Hay que tener en cuenta que los experimentos a realizar siempre deben estar diseñados con el objetivo de minimizar riesgos, limitando la utilización de sustancias altamente peligrosas o la realización de operaciones que entrañen peligro, pero resulta imposible eliminar todas las fuentes de riesgo [2, p. 2]. El desconocimiento de las características de peligrosidad de las sustancias, empleo de métodos y procedimientos de trabajo intrínsecamente peligrosos, malos hábitos de trabajo, empleo de material de laboratorio inadecuado o de mala calidad, instalaciones defectuosas, falta de espacio o contaminación ambiental son, sin duda alguna, las principales causas que generan los accidentes [3, p. 198].

Pero sin duda alguna, las normas más importantes para evitarlos son el sentido común y la atención constante [2, p. 3].

1.2. SISTEMAS COMUNES DE UNIDADES

Tabla 1.1: Sistemas Comunes de Unidades^{1 2 3}

SISTEMA DE UNIDADES	Unidad de Longitud [L]	Unidad de Tiempo ⁴ [t]	Unidad de Masa [M]	Unidad de Fuerza [F]	g^5	g_c^6 [M L / F t ²]	g / g_c [F / M]	Definición de la Unidad de Fuerza $F = \frac{m a}{g_c}$ Fuerza necesaria para acelerar una masa m [M] a razón de a [L / t ²]
INGENIERIL INGLÉS	ft	s	lb(m) ⁸	Lb (f)	32.2 ft / s ²	$32.2 \frac{lb(m) ft}{lb(f) s^2}$	$\frac{lb(f)}{lb(m)}$	$1 lb(f) = 1 lb(m) \frac{32.2 ft / s^2}{g_c}$
DE INGENIERÍA	ft	s	lb(m)	poundal	32.2 ft / s ²	$1 \frac{lb(m) ft}{poundal s^2}$	$\frac{lb(f)}{lb(m)}$	$1 poundal = 1 lb(m) \frac{1.0 ft / s^2}{g_c}$
MÉTRICO (CGS)	cm	s	g(m)	dina	980 cm / s ²	$1 \frac{g(m) cm}{dina s^2}$	$\frac{g(f)}{g(m)}$	$1 dina = 1 g(m) \frac{1.0 cm / s^2}{g_c}$
COMBINADO	cm	s	g(m)	g(f)	980 cm / s ²	$980 \frac{g(m) cm}{g(f) s^2}$	$\frac{g(f)}{g(m)}$	$1 g(f) = 1 g(m) \frac{980 cm / s^2}{g_c}$
SI MÉTRICO (MKS)	m	s	kg(m)	N	9.8 m / s ²	$1 \frac{kg(m) m}{N s^2}$	$\frac{kg(f)}{kg(m)}$	$1 N = 1 kg(m) \frac{1 m / s^2}{g_c}$
INGENIERIL MÉTRICO	m	s	kg(m)	kg(f)	9.8 m / s ²	$9.8 \frac{kg(m) m}{kg(f) s^2}$	$\frac{kg(f)}{kg(m)}$	$1 kg(f) = 1 kg(m) \frac{9.8 m / s^2}{g_c}$

¹ Cuadro adaptado de [4]: BALZHISER, R. E. et al. "Chemical Engineering Thermodynamics". Englewood Cliffs: Prentice-Hall, 1972, Chapter 2.

² ¿Qué son unidades y dimensiones y cómo se diferencian? Las dimensiones son nuestros conceptos básicos de medición tales como longitud, tiempo, masa, temperatura, etc.; las unidades son los medios para expresar las dimensiones, tales como ft o cm para la longitud, h o s para el tiempo [5, p. 3].

³ Existen tres (3) clases fundamentales de sistemas de unidades. La diferencia radica en el tipo de dimensiones fundamentales empleadas por cada uno de ellos. Los sistemas absolutos tienen como base las magnitudes fundamentales de masa, longitud y tiempo; la fuerza es una magnitud derivada. En los sistemas gravitacionales las magnitudes fundamentales son la longitud, la fuerza y el tiempo; la masa es una magnitud derivada. Los sistemas ingenieriles son una combinación de los sistemas anteriores, con dimensiones fundamentales L, t, M, y F.

⁴ "Dios le dio hoy 86400 segundos. ¿Ha usado uno para darle las gracias?" [6, p. 5].

⁵ Aceleración en caída libre de un cuerpo, o aceleración de la gravedad.

⁶ g_c es el factor de conversión gravitacional; es la constante de la ecuación de fuerza fundamental. 1 slug = 32.2 lb (m).

1.3. IMPORTANCIA DE LA CONVERSIÓN DE UNIDADES EN LA SOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Una de las situaciones más comunes encontradas en los cursos universitarios es la resolución de ejercicios y conversión de valores numéricos basados en un conjunto de unidades a valores numéricos basados en un conjunto de unidades diferente [7, p. 252].

Un estudiante debe primero que todo, comprender que los ejercicios que le proponen son simplemente conjuntos de datos con los cuales puede calcular lo que se pregunta, si aplica con lógica lo aprendido en clase o en los textos de estudio. A la hora de resolver un ejercicio no se trata de gastar tiempo haciendo operaciones aritméticas sin saber por qué, ni hacer operaciones que aunque sean verdaderas son innecesarias para el caso en cuestión. Además, no es conveniente limitarse a memorizar formulas sin sentido, sin conocer su verdadera aplicación [8, pp. 5-6].

Por ello, es recomendable el uso de los factores de conversión, estos facilitan la resolución de un ejercicio ya que permiten partir de una base de cálculo, partir de lo que se tiene hasta lo que se desea obtener, paso a paso. A continuación se muestra un ejemplo claro del uso de factores de conversión:

El acero inoxidable austenítico, no magnético tipo 304 (18% Cr, 8% Ni, 0.08% C máx.), tiene una conductividad térmica k de $28.038 \frac{J}{s\ m\ K}$. Convertir este valor al Sistema Inglés $\frac{Btu}{s\ ft\ F}$

Sea lo primero decir que la temperatura indica directamente la energía cinética promedio de las moléculas en un sistemas gaseoso. Hay que hacer énfasis en que la mayor parte de las ecuaciones donde aparece el parámetro temperatura, o bien se trata de una temperatura absoluta, o bien de un cambio de temperatura, se pueden emplear las siguientes relaciones:

$$\Delta^{\circ}C = \Delta K \text{ y } \Delta F = \Delta R ; \Delta^{\circ}C = \Delta K = 1.8 \Delta F = 1.8 \Delta R$$

En estas condiciones, la solución del ejemplo es la siguiente:

$$k = 28.038 \frac{J}{s \cancel{m} \cancel{K}} \times \frac{1 \text{ Btu}}{1055.06 \cancel{J}} \times \frac{0,3048 \cancel{m}}{1 \text{ ft}} \times \frac{1 \cancel{\Delta K}}{1.8 \Delta F} = 4.49 \times 10^{-3} \frac{\text{Btu}}{s \text{ ft } F}$$

1.4. PROPIEDADES

Las **propiedades** son cantidades observables o medibles experimentalmente, de dimensiones **macroscópicas**, o definibles en términos de cantidades observables, que describen un sistema, y a las cuales se pueden asignar valores numéricos, tales como [9, p. 23]:

- la masa
 - el volumen
 - la presión
 - la temperatura
 - la energía interna (asociada con la materia)
 - la energía externa: Energía potencial y energía cinética (asociadas con la posición y el movimiento macroscópicos).
- Estas **propiedades** corresponden a la **materia** como un todo, y no a las moléculas individuales aisladas [10, p. 1]; para estas últimas la aplicación de tales parámetros no tiene significado [4, p. 12].
 - **Propiedades extensivas** (del latín *extensivus* que significa largo [11, p. 44]):
E: $m, n, L, A, V, t, F, E_P, E_K$

Las propiedades extensivas, E , son aquellas cuyos valores experimentales dependen linealmente (son directamente proporcionales) de la cantidad de masa contenida en el sistema o del tamaño del mismo; por lo tanto al doblar la masa de un sistema manteniendo sus propiedades intensivas constantes, se dobla su volumen [12, p. 18] [13, p. 46] [14, p. 25]. El valor de una propiedad extensiva se obtiene sumando los valores de esta propiedad en cada parte del sistema; es claro que el valor obtenido es independiente de la forma en la cual se subdivide el sistema [15, p. 11]. Si una cantidad de materia en un estado dado se subdivide en dos partes iguales, cada parte tendrá el mismo valor de las propiedades intensivas originales, y la mitad del valor de las propiedades extensivas. Las **propiedades extensivas** por unidad de masa o **propiedades específicas**, tales como v , son **propiedades intensivas** [16, p. 19].

- **Propiedades intensivas: i**

$$i: T, \rho = \frac{m}{V}, v = \frac{V}{m}, P = \frac{F}{A}, x_i = \frac{n_i}{n}, w_i = \frac{m_i}{m}$$

Las propiedades intensivas, i, son aquellas cuyos valores experimentales **no** dependen ni de la cantidad de masa contenida en el sistema (o muestra) ni del tamaño ni forma del mismo [12, p. 18] [17, p. 2]. Entre otras propiedades físicas intensivas de la materia están [18, pp. 4-7] [19, pp. 6-7]: Color, olor, sabor, punto o temperatura de fusión, punto o temperatura de ebullición, volatilidad, brillo metálico, dureza, ductilidad, maleabilidad, conductividad eléctrica, conductividad térmica, viscosidad, etc. Otros ejemplos de propiedades intensivas: Honestidad, belleza [20, p. 83].

Para la discusión de los principios, las variables intensivas son las variables significativas. En aplicaciones prácticas tales como el diseño de equipos, las propiedades extensivas son igualmente importantes, dado que éstas condicionan el tamaño de los equipos, la potencia de una máquina, la capacidad de producción de una planta en ton/día, etc. [15, p. 12].

1.5. MUNDO MACROSCÓPICO Y MUNDO MICROSCÓPICO [7, p. 250]

En el campo de la Química se pueden presentar problemas si no se establece la siguiente diferenciación para las unidades de la materia correspondientes a los mundos microscópico⁷ o microfísico (mundo de las partículas) y macroscópico⁸ o macrofísico (mundo de lo medible experimentalmente, p. ej. en un laboratorio).

Tabla 1.2: Diferencias del Mundo Macroscópico y Microscópico

Mundo Micro:	Entidad:	Mundo Macro:
átomo (át)	elemento	átomo-gramo (atg)
molécula (moléc)	compuesto	gramo-mole (gmol)
unidad de masa atómica (uma) ⁹	masa	gramo (g)

En estas condiciones, una unidad del mundo macro contiene alrededor de 6.023×10^{23} unidades del mundo micro (cantidad mejor conocida con el nombre de número de Avogadro, N_A ¹⁰). Vale la pena recordar las unidades correspondientes para los pesos (o masas¹¹) de las sustancias puras:

Tabla 1.3: Mundo Micro y Macroscópico

	Mundo Micro:	Mundo Macro:
Peso atómico de un elemento ¹²	$A \frac{\text{uma}}{\text{át}}$	$A \frac{\text{g}}{\text{atg}}$
Peso molecular de un compuesto ¹³	$M \frac{\text{uma}}{\text{moléc}}$	$M \frac{\text{g}}{\text{gmol}}$

⁷ De la palabra griega “micrós” que significa pequeño.

⁸ De las palabras griegas “macrós” que significa grande y “scopéo” que significa visión.

⁹ $1 \text{ uma} = 1 \text{ u} = 1 \text{ dalton} = (\text{masa atómica del isótopo } ^{12}\text{C}/12)$

¹⁰ El número de Avogadro representa el número de átomos de ^{12}C contenidos en exactamente 12 g de ^{12}C . Si en lugar de tomar el gramo como unidad de masa macroscópica convencional, se toman otras tales como la onza, la libra, el kilogramo, o la tonelada, se cambia el valor de esta constante.

¹¹ Desde la época de John Dalton (Inglaterra, 1766 - 1844) las masas atómicas han sido llamadas “pesos atómicos”. Hoy en día, la mayor parte de los químicos los continúa llamando así. Como ya se dijo, la palabra masa es la más apropiada. Los viejos hábitos son resistentes al cambio.

¹² En rigor este nombre pertenece al mundo micro; el nombre correspondiente en el mundo macro es peso atómico gramo o peso símbolo gramo.

¹³ En rigor este nombre corresponde solo a los compuestos formados vía enlaces covalentes, y no se aplica para los compuestos iónicos; por esta razón para un compuesto es aconsejable utilizar un nombre más general tal como peso fórmula en el mundo micro, y peso fórmula gramo o masa molar en el mundo macro.

1.6. ACLARACIÓN SOBRE EL CONCEPTO DE ALGUNAS UNIDADES DE MEDIDA

Tabla 1.4: Aclaración sobre el Concepto de Algunas Unidades de Medida

Unidad	Magnitud	Aclaración sobre el concepto de la unidad de medida
Libra	masa - fuerza	1lb = 453.59 g; lb(m) = 453.59 g(m); 1 atlb = 453.59 atg; 1lbmol = 453.59 g/mol; 1 ión lb = 453.59 ión g; 1lb(f) = 453.59 g(f).
Granos	masa	1lb (m) = 7000 granos; por ser ésta una unidad tan pequeña se utiliza en cálculos que tienen que ver con Psicrometría.
gravedad específica	sin	<p>El simbolismo más empleado para la gravedad específica es s.g. (specific gravity); otros símbolos empleados son: S, d.r., D.R., ρ_s. Para el caso de los gases, la s.g. corresponde al cociente entre la densidad de un gas y la densidad del aire, a las mismas condiciones de presión y temperatura. Para el caso de los líquidos y sólidos, la s.g. corresponde al cociente entre la densidad del líquido o sólido y la densidad del agua a 4 °C. Para medir la densidad relativa de los productos derivados del petróleo más ligeros que el agua se utiliza la escala API [21, p. 237]:</p> $^{\circ} \text{API} = \frac{141.5}{\text{s.g.}} - 131.5; \text{ s.g. @ } 15^{\circ} \text{C}$ <p>No debe confundirse la gravedad específica con el peso específico; este último es el cociente peso/volumen.</p>
kilovatio-hora	energía	El kilovatio-hora, kW-h, es una unidad de energía que corresponde al producto de una unidad de potencia (energía en la unidad de tiempo) multiplicada por la unidad de tiempo.
caloría alimenticia		Una caloría alimenticia, Cal, equivale a 1000 gcal de las usadas en Termodinámica; 1 Cal = 4.1868 kJ
tonelada de refrigeración	potencia	Sea lo primero hacer claridad sobre los conceptos tonelada corta, larga y métrica. Una tonelada corta = 2000 lb; una tonelada larga = 2240 lb; una tonelada métrica = 2204.6 lb. Una tonelada de refrigeración equivale a la cantidad de calor necesaria para fundir una tonelada corta de hielo en 24 horas; dado que el calor latente del hielo es igual a 144 Btu/lb, lo anterior requiere 288000 Btu en 24 horas, ó 12000 Btu/h, ó 200 Btu/min [22, p. 12].
Bhp	potencia (calderas)	Un boiler horsepower, bhp, se define como la evaporación de 34.5 lb de agua por hora a una temperatura de 212 F para obtener vapor de calentamiento saturado seco. De esta manera un boiler hp equivale a 33475 Btu/h y éste era comúnmente tomado como equivalente a una superficie de calentamiento de caldera de 10 pies ² . Pero una superficie de calentamiento de caldera de 10 pies ² en una caldera moderna genera desde 50 hasta 500 lb de vapor de calentamiento/h. Hoy en día en lugar de usar boiler hp, la capacidad de las calderas más grandes se establece de acuerdo con las lb de vapor de calentamiento que generan/h, lo cual es más simple y práctico [23, p. 10].

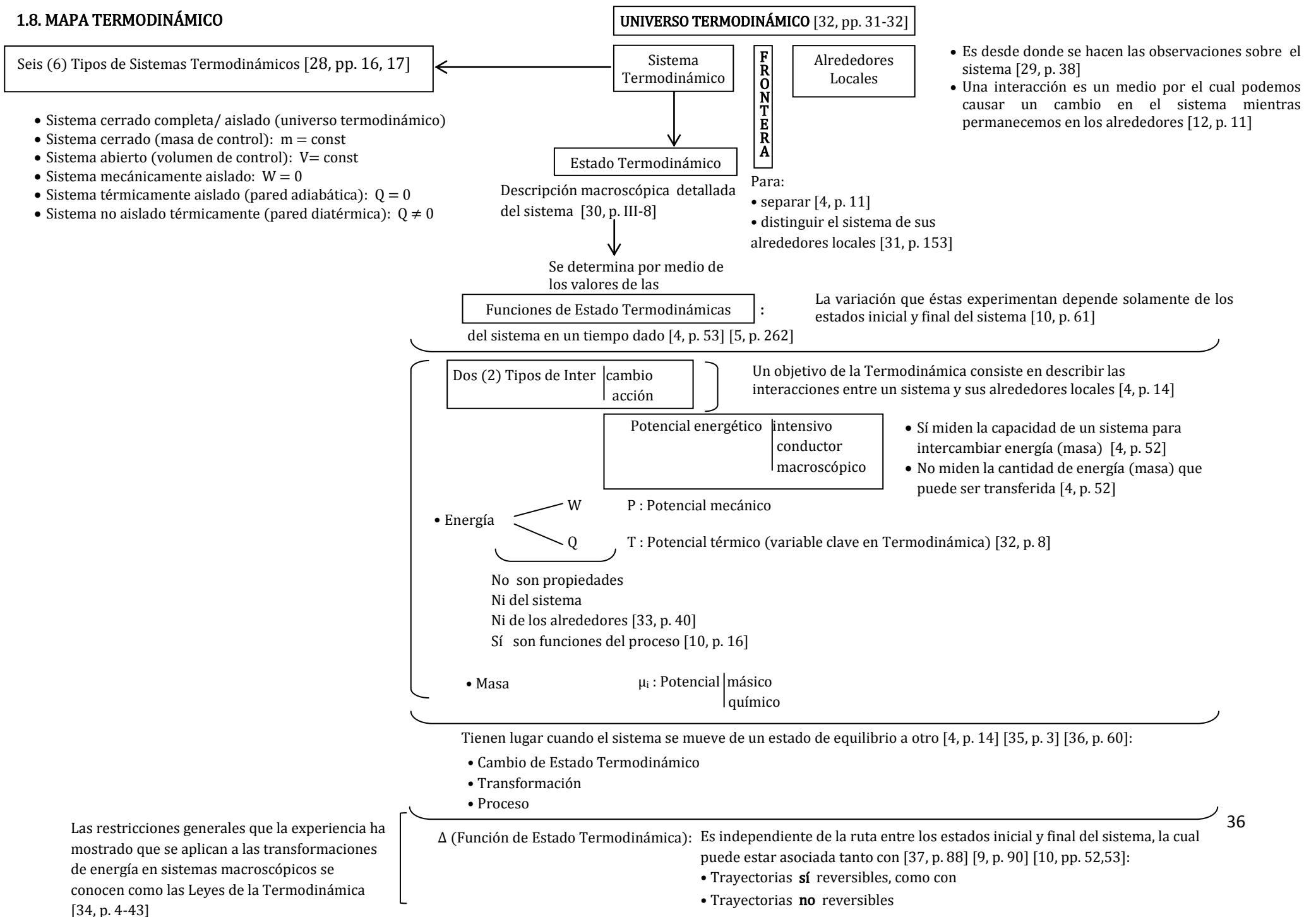
1.7. COMENTARIOS SOBRE UNIDADES COMÚNMENTE USADAS EN NUESTRO MEDIO QUE NO PERTENECEN AL S.I

Tabla 1.5: Comentario sobre Unidades Comúnmente Usadas en Nuestro Medio que no Pertenecen al Sistema Internacional (S.I)

Magnitud	Unidad S.I.	Comentario sobre unidades comúnmente usadas en nuestro medio que no pertenecen al Sistema Internacional.
Longitud [L]	metro m	<p>En algunos casos particulares la longitud se expresa en unidades del sistema inglés. Ejemplo de lo anterior son los <i>tubos de acero sin costura</i>, los cuales tienen una longitud estándar de 18 pies y vienen en diferentes diámetros nominales expresados siempre en pulgadas; los <i>accesorios para tuberías</i> también se identifican por su diámetro nominal en pulgadas. Una situación similar se presenta con la <i>tornillería</i>, en la cual el diámetro y la longitud se expresan normalmente en pulgadas, al igual que las llaves que se emplean para su manipulación.</p> <p>En el <i>sector de extrusión de películas de polietileno</i>, el calibre de las películas se mide en “mils” que corresponde a 0.001 pulgadas. Lo anterior también se aplica en el recubrimiento de superficies con pinturas, ya que el espesor de éstas se mide en mils.</p> <p>En las <i>operaciones de manejo de sólidos</i>, v. gr. tamizado, se utiliza el “mesh” (malla) el cual es el número de aberturas/ pulgada lineal.</p> <p>En el <i>sector automotriz</i> el diámetro de las ruedas de los vehículos se especifica en pulgadas, p. ej. de 13, 14 pulgadas.</p> <p>En el <i>segmento de los electrodomésticos</i>, el tamaño de un televisor se expresa en pulgadas y se habla por ejemplo de televisores de 14”, 21”, 38”, 53”, 61”; esta medida corresponde a la longitud de la diagonal de la pantalla. En la literatura de origen norteamericano es común encontrar la unidad “micrón”, “micra” en español, la cual no es en realidad una unidad de longitud, sino un submúltiplo del metro y se escribe μm ($1 \cdot 10^{-6}$ m); el nombre correcto de esta unidad es micrómetro.</p>
Masa [M]	kilogramo kg	<p>En algunas industrias se trabaja con unidades que son un cociente entre la masa y otras variables extensivas tales como la longitud y el área; es el caso de la <i>industria de las fibras sintéticas</i> en la cual se utiliza tanto el denier que corresponde a la masa en gramos de una longitud de 9000 m de filamento, como el decitex que corresponde a la masa en gramos de una longitud de 10000 m de filamento, y el de la <i>industria papelerá</i> donde el papel se clasifica por su “gramaje” expresado normalmente en g/m². Igualmente se escucha hablar todos los días de la cotización del café colombiano en los mercados internacionales en términos del precio en dólares de la libra de café.</p>
Volumen [V]	metro cúbico m ³	<p>El símbolo para el litro, L, fue adoptado por la 16ª Conferencia General de Pesas y Medidas en 1979 para evitar el riesgo de confusión entre la letra “ele” l y el número “uno” 1 [24]; esta unidad se usa solamente para medir los volúmenes de líquidos y gases [25].</p> <p>En los <i>sectores industriales y comerciales</i> se utiliza el galón americano, US gal, que corresponde a 3.785 L. Por ejemplo en las <i>estaciones de servicio</i> se da el precio de la gasolina, el acpm, y los lubricantes tomando como base 1 galón; se habla también de “cuartos” que corresponde a la cuarta parte de un galón, o de “pintas” que corresponden a medio cuarto es decir a 1/8 de galón. Hay que señalar que existen unidades de volumen típicas en ciertos sectores industriales, a saber: En el <i>sector petrolero</i> se habla de barriles (1 barril = 42 US galones), en el <i>sector cervecero</i> se habla de hectolitros (1 hL = 100 L).</p> <p>En el <i>segmento de los electrodomésticos</i>, la capacidad de una nevera se expresa en pies, y se habla por ejemplo de una nevera de 7 pies, 12 pies, 14 pies; esta medida se refiere al volumen interno y no a la altura de la misma. Lo correcto sería decir una nevera de tantos pies cúbicos. Por último, hay que decir que generalmente las etiquetas de los productos líquidos que se expenden en Colombia, indican su contenido en galones, litros, mililitros, y cm³.</p>

Magnitud	Unidad S.I.	Comentario sobre unidades comúnmente usadas en nuestro medio que no pertenecen al Sistema Internacional.
Densidad [ρ]	kg/m ³	En la <i>industria de licores</i> se emplean los grados Gay Lussac, °GL, que indican el porcentaje volumétrico de etanol en las bebidas alcohólicas. En la <i>industria del azúcar</i> se emplean los grados BRIX, los cuales se determinan por medio de un densímetro; cada grado Brix corresponde a 1 g de sacarosa por 100 cc de agua [21, p. 237].
Caudal [\dot{V}]	m ³ /s	En el <i>bombeo de líquidos</i> es usual expresar el caudal en galones por minuto, gpm. En el <i>flujo de gases</i> (ventiladores, sopladores y compresores) el caudal se expresa en pies cúbicos por minuto, cfm, cubic foot per minute; se antepone la letra s, scfm, para indicar condiciones estándar. En la <i>industria del gas natural</i> las condiciones estándar son 60 F y 14.7 psia; para el <i>aire comprimido</i> las condiciones estándar son las del gas ideal: 32 F y 14.7 psia.
Fuerza [F]	N	El peso de una persona se da en kilogramos fuerza; nadie entendería si el peso de una persona fuera por ejemplo de 730 N, en términos de no saber si éste es alto o bajo. Gran parte de los productos sólidos que se expenden en Colombia indican el peso neto en gramos o en kilogramos; en algunos casos también se sigue empleando como unidad de peso la libra.
Presión [P]	Pa, N/m ²	Para dar una idea acerca de la magnitud aproximada de una presión de un pascal, 1 Pa, éste sería equivalente a la presión extra ejercida sobre la palma de una mano abierta cuando una persona sopla fuerte sobre ella [25]. La unidad más utilizada en los <i>sectores industriales y comerciales</i> ha sido siempre el psig (pounds per square inch gauge, lb(f)/pulg ² manométricas). Por ejemplo en las <i>estaciones de servicio</i> es usual utilizar el término libras para referirse a la presión del aire dentro de un neumático, lo cual puede generar confusión dado que no se trata de una cantidad de aire; lo correcto sería utilizar el término “libras/pulgada cuadrada” ó psig. En las especificaciones de presión en tuberías y accesorios se emplea aún el sistema inglés; se define el “rating” como la máxima presión permitida por el código de tuberías de acuerdo con la temperatura de operación: A mayor temperatura de operación, menor presión permisible. Por ejemplo una brida (flange) de acero forjado de 150# (150 psig) está diseñada para trabajar a 150 psig a 500 F; si la temperatura fuera de 100 F la misma brida podría usarse para una presión hasta de 275 #; si la temperatura fuera de 750 F, esta brida solo podría usarse para una presión de 100 #. También hay que señalar que en las <i>industrias químicas</i> es muy usual medir y/o expresar la presión o diferenciales de presión en columnas de líquido, v. gr. agua, mercurio, etc. Cuando se le toma la <i>presión arterial</i> a un paciente, se obtiene por ejemplo un valor de 120/80 (presión sistólica/ presión diastólica) la cual está expresada en mmHg (recordar los viejos tensiómetros de columna de mercurio). En Meteorología, la presión barométrica se expresa en mbar (milibares).
Potencia [W]	W	La <i>potencia mecánica</i> se suele expresar en horsepower, 1 hp = 0.7457 kW, mientras que la <i>potencia eléctrica</i> se expresa en kilovatios y megavatios; en los datos de placa de los <i>motores eléctricos</i> no es extraño encontrar la potencia de estas dos maneras. En los <i>motores de combustión interna</i> la potencia se suele expresar en hp. Hay que aclarar que existe una diferencia entre 1 hp y 1 CV (caballo de vapor): 1 hp = 1.014 CV.
Viscosidad dinámica o absoluta, [μ]	$\frac{\text{N} \cdot \text{s}}{\text{m}^2}$	Para esta propiedad se suele emplear la unidad del sistema cgs; un poise se define como el cociente g(m)/cm s. Este nombre se da en honor de Jean Louis Poiseuille (1799-1869), médico francés quien llevó a cabo experimentos pioneros en 1840 sobre flujo de agua en conductos [26]; lo usual es medir la viscosidad en centipoises (cP).
Viscosidad cinemática [ν]	$\frac{\text{m}^2}{\text{s}}$	Para esta propiedad se suele emplear la unidad del sistema cgs; un stoke se define como el cociente cm ² / s. Este nombre se da en honor de George Gabriel Stokes (1819-1903) quien obtuvo analíticamente una expresión para calcular la velocidad terminal de una esfera que cae en un fluido [27, p. 613]; lo usual es medir la viscosidad cinemática en centistokes (cSt). En lubricación industrial, los grados de viscosidad ISO VG, indican la viscosidad de un aceite en cSt a 40 °C.

1.8. MAPA TERMODINÁMICO



1.9. ERRORES EXPERIMENTALES

Para el desarrollo de este apartado se desarrollaron unas encuestas (ver formato en los anexos de este capítulo) a algunos docentes, analistas, expertos, y profesionales que se desempeñan en docencia e investigación en la UTP. Ellos compartieron sus conocimientos y experiencia, con el fin de identificar y dar a conocer algunos de los errores más comunes en el campo de la experimentación. Se entrevistaron los siguientes profesionales: Federman Castro Eusse, Manuel Pinzón Candelario, Johan Andres Gómez Espinosa, Ariel Felipe Arcila Zambrano, William Olarte Cortés, Liliana Bueno López, Víctor Manuel Pineda Orozco, Yamal Mustafá Iza, Diana Carolina Mesa Sepúlveda, Mario de Jesús Hoyos Mesa, Liliana Parra Marín, Néstor Fonseca Díaz, Germán Munera Vélez y Clara Arango Sotelo. Igualmente, se complementaron algunos temas con búsquedas bibliográficas para hacer mucho más sólida y completa la información aquí presentada.

Todas las medidas que se realizan en el laboratorio están afectadas por errores experimentales, de manera que si se repiten dos experiencias en las mismas condiciones, es probable que los resultados no coincidan. Por eso, los datos experimentales carecen de significado o valor científico si no van acompañados de una estimación del grado de incertidumbre que llevan asociado [2, p. 39].

Al respecto, Liliana Bueno¹⁴ sostiene que resulta importante tener en cuenta algunas fuentes de error ya que al considerarlas se modificarán positivamente los resultados, acercándose más a valores verdaderos. Al conocer el error o incertidumbre de la medición se determina el valor real de la misma.

Complementando lo anterior Clara Arango¹⁵ considera que al tener en cuenta los errores, se podrán establecer controles para que las fuentes de error no se magnifiquen y sesguen el resultado, ya que si no es posible controlarlas es necesario al menos, conocerlas y evaluar cómo afectan la cuantificación. Controlar y conocer la incertidumbre permite realizar un control apriori con lo cual los resultados serían más cercanos al valor convencionalmente verdadero, haciendo una prevención de fallos en la actividad analítica y experimental.

Es necesario tener claro que los errores experimentales no pueden eliminarse por completo pero si pueden llegar a minimizarse. Estos se reducen con la corrección o

¹⁴ BUENO LÓPEZ, Liliana, docente Escuela de Tecnología Química UTP, Mayo 6/2015: Comunicación personal.

¹⁵ ARANGO SOTELLO, Clara, directora técnica Laboratorio de Química Ambiental, Facultad de Ciencias Ambientales UTP, Mayo 6/2015: Comunicación personal.

manejo controlado de las variables, pues como afirma Germán Múnera¹⁶, todas las variables son dependientes, es decir, en un análisis o experimento todo está correlacionado (fluctuaciones de energía, patrones, condiciones medio ambientales, equipos, experiencia del analista, etc.). Múnera Vélez agrega que al proceso de “controlar” el error aportado por cada uno de los factores anteriores se le denomina calibración de incertidumbre, la cual debe ser establecida con precisión y exactitud para dar mayor confiabilidad en los resultados y al método de prueba.

Al procesar las encuestas se identifican algunos puntos que son considerados por los expertos encuestados como los de mayor peso en el trabajo experimental. Estos son:

- Error humano
- Calibración y manipulación de equipos y materiales
- Escalas de medición
- Toma correcta y preparación de muestras
- Métodos utilizados para la medición de: Masa, volumen, presión, temperatura, tiempo.
- Nivelación de equipos

A continuación se presenta un resumen de la información recolectada con respecto a los puntos anteriores.

1.9.1 Error Humano

La poca experiencia, destreza, conocimiento, preparación previa y poca práctica, hacen del error humano una de las principales causas a la hora de hablar de errores experimentales.

Es necesario tener claro qué se va a medir pues, a pesar de que existan procedimientos o normas o patrones, la propagación de errores se debe a factores tales como: Montajes incorrectos, elección de materiales y equipos equivocada, mala preparación de muestras y reactivos, mala manipulación de los equipos, mala interpretación de los resultados y por ende errores de cálculo.

No obstante, con buena capacitación, sensibilización, y entrenamiento de las personas que realizan las mediciones, estos errores pueden llegar a minimizarse considerablemente alcanzando márgenes de error bajos.

¹⁶ MUNERA VÉLEZ, Germán, jefe Laboratorio de Suelos, Escuela de Química UTP, Mayo 5/2015: Comunicación personal.

1.9.2 Calibración y Manipulación de Equipos y Materiales

Manuel Pinzón¹⁷ considera que no todos los estudiantes tienen conciencia de los errores experimentales y no todos cuentan con la experiencia del trabajo en el laboratorio. Pinzón Candelario añade que es necesario incluir, no solo en los laboratorios de investigación, sino también, en los laboratorios de docencia, un sistema de calibración que permita minimizar el error, pues es evidente que la habilidad y conciencia se va adquiriendo con el tiempo.

Continúa Pinzón Candelario diciendo que ningún instrumento es perfecto, ya que independientemente de su costo, marca o diseño, todos traen consigo un margen de error o incertidumbre asociado. Enfatiza que se debe implementar un sistema de calibración de los instrumentos de medida, asegurando la repetitividad y reproducibilidad de los resultados, y que es necesario poseer o tener disponibles los certificados que demuestran de manera imparcial que los instrumentos tienen un error o valor de incertidumbre que se debe conocer para tenerlo en cuenta en los análisis.

Víctor Manuel Pineda¹⁸ dice que una mala disposición de los equipos, expuestos a mal manejo, condiciones medio ambientales inadecuadas (la radiación solar directa y las corrientes de aire) o material no calibrado para trabajo analítico, resultan ser otras de las causas a la hora de hablar de errores experimentales. Al respecto Pineda recomienda tratar las balanzas con cuidado, evitando golpes, el desplazamiento de un lado a otro, vibraciones, y derrames de las muestras que son pesadas allí; éstas son actividades sencillas que contribuirán a preservar por más tiempo los equipos reduciendo así la influencia de fallas asociadas con su descalibración.

1.9.3 Escalas de Medición

No se recomienda utilizar un equipo que aporte más precisión de la que se necesita, ya que las consecuencias son mayor esfuerzo en la realización de la tarea y mayor costo de mantenimiento de equipos [2, p. 22].

Yamal Mustafá¹⁹ afirma que es necesario elegir correctamente la división o resolución de escala del instrumento, ya que escalas amplias para medir cantidades pequeñas dan lugar a lecturas equivocadas; esto es aplicable para la medición de volumen, presión, temperatura, entre otros.

¹⁷ PINZÓN CANDELARIO, Manuel, director del Centro de Estudios y Consultoría en Ensayos no Destructivos, Facultad de Ingeniería Mecánica UTP, Mayo 7/2015: Comunicación personal.

¹⁸ PINEDA OROZCO, Víctor, docente Escuela de Tecnología Química UTP, Mayo 6/2015: Comunicación personal.

¹⁹ MUSTAFÁ IZA, Yamal, docente Laboratorio de Mecánica de Fluidos, Facultad de Ingeniería Mecánica UTP, Agosto 21/2015: Comunicación personal.

El valor de los errores de paralaje depende de la porción de la escala en la que se haga la lectura. Por ejemplo, un error de 0.05 mL en la lectura de una bureta, constituye un error del 2.5% en una valoración en la que se consuman en total 2,0 mL de reactivo, o un error del 0,1 % si el consumo de reactivo es de 50.0 mL [3, p. 54].

1.9.4 Toma Correcta y Preparación de Muestras [38, p. 56]

El concepto de toma de muestras y preparación de las mismas, son dos aspectos muy importantes de toda determinación experimental o estudio químico analítico. Por desgracia, muchos ignoran la importancia que tiene la eficiencia de la toma de muestras, ya que la varianza global (V) de un procedimiento analítico es la suma de las varianzas atribuibles a las etapas individuales que lo componen, esto es:

$$\text{Varianza Total } V = V_m + V_p + V_a$$

V_m = varianza de la toma de muestras

V_p = varianza de la preparación de la muestra

V_a = varianza del análisis.

De lo anterior se desprende que realizar un muestreo aleatorio y representativo sobre el total del material en estudio y bajo las condiciones adecuadas, resulta ser clave para que los resultados de los ensayos realizados sean mucho más confiables.

1.9.5 Procedimientos Utilizados para la Medición de (masa, volumen, presión, temperatura, tiempo):

1.9.5.1 Masa [2, p. 24]

A la hora de pesar, es conveniente recordar una serie de normas generales:

Los líquidos y los sólidos higroscópicos deben pesarse en recipientes cerrados para evitar la pérdida de peso por efecto de la evaporación, en el primer caso, y la ganancia de peso por absorción de humedad del ambiente, en el segundo.

Las puertas de la balanza analítica deben permanecer cerradas cuando se pesa o cuando no se está manipulando. El objetivo es doble: En primer lugar, evitar el movimiento del aire del interior, que modificará la pesada, y, en segundo lugar, preservar de la humedad ambiente la sustancia que se pesa.

1.9.5.2 Volumen [2, pp. 25-26]

En los laboratorios, la medida de volúmenes puede realizarse con diferentes instrumentos (probetas, buretas, etc.); su elección depende de la exactitud y precisión deseadas. Instrumentos tales como los beakers y los erlenmeyers no sirven para medir volúmenes y se utilizan solo para contener líquidos. Por otro lado, las probetas, pipetas, buretas, y matraces aforados se conocen en general como material volumétrico y pueden utilizarse para medir volúmenes; se emplean las probetas si no se requiere gran exactitud en la medida, las pipetas y las buretas si se necesita verter volúmenes exactos y precisos, y los matraces aforados si es necesario preparar volúmenes exactos y precisos de disoluciones.

Un aspecto de gran importancia, que es común a todas las medidas de volúmenes, es lo que se conoce como enrase. Estas lecturas o enrases deben hacerse mirando en la horizontal del menisco. Si se realiza observando el menisco desde arriba se producirá una medida por defecto, mientras que si se realiza desde abajo la lectura será mayor.

En relación con el volumen, Yamal Mustafá¹⁹ afirma que a nivel industrial, también pueden presentarse errores de medida en los medidores volumétricos. Por ello es importante observar las limitaciones en la instalación del medidor, ya que algunos medidores sólo operan correctamente en posición horizontal. El rango de operación del medidor es importante, el error en la medida puede presentarse para el caso de caudales que sean inferiores o superiores a los recomendados. La presencia de aire en las tuberías o mangueras puede generar también errores muy significativos.

1.9.5.3 Presión

Yamal Mustafá¹⁹ considera que para la medición de la variable presión, la presencia de aire en los piezómetros cuando no se hace un adecuado purgado de los mismos da lugar a lecturas incorrectas. Además, enfatiza que el diámetro interior de los tubos piezométricos es muy importante, ya que tubos de diámetro pequeño dificultan el purgado. Agrega que para pulsaciones tanto en piezómetros, manómetros diferenciales y en manómetros de tubo de Bourdon se deben utilizar racores amortiguadores o similares.

1.9.5.4 Temperatura

Yamal Mustafá¹⁹ dice que un error frecuente a la hora de realizar mediciones de temperatura, se deriva de no utilizar la sonda apropiada. Algunos termómetros digitales tienen sondas especiales para líquidos, gases, o superficies.

En relación con esta variable, Néstor Fonseca²⁰ señala que otro factor importante es el cambio de la temperatura de un líquido cuando se trabaja en un circuito cerrado, dado que se alteran propiedades tales como presión de vapor, volumen específico, y viscosidad. Fonseca complementa diciendo que los cambios de temperatura inciden sobre los cálculos de la energía y que una mala ubicación de los sensores da pie a una medición errónea, presentándose errores por distorsión.

1.9.5.5 Tiempo

Como consideración para esta variable, Yamal Mustafá¹⁹ afirma que tomar tiempos cortos puede inducir errores en aquellas situaciones en las cuales debe relacionarse el mismo con la medida de otra variable; ejemplos de lo anterior son las mediciones de volumen y tiempo para la determinación de un caudal.

Las mediciones de los procesos de flujo son más fáciles de realizar cuando el flujo está en estado estacionario, y se vuelve más difícil conforme ocurran cambios rápidos en el tiempo [39, p. 21].

Mario Hoyos²¹ menciona que existen las mediciones en sistemas estáticos y sistemas dinámicos. En los primeros, la medición *estática* de una cantidad física se efectúa cuando la cantidad no cambia con el tiempo (por ejemplo, la deflexión de una viga con carga constante puede ser una de flexión estática); sin embargo, si se establecen vibraciones en la viga, la deflexión varía con el tiempo y el proceso de medición puede complicarse (medición dinámica) [39, p. 21].

1.9.6 Nivelación de Equipos

En este punto Yamal Mustafá¹⁹ resalta la importancia que tiene la nivelación de los equipos tanto para la buena operación como para prolongar la vida útil de los mismos. Algunos equipos de laboratorio que pueden verse afectados si no se considera este factor son: bombas de vacío, agitadores, homogenizadores, centrifugas, etc.

²⁰ FONSECA DÍAZ, Néstor, docente Facultad de Ingeniería Mecánica UTP, Mayo 13/2015: Comunicación personal.

²¹ HOYOS MESA, Mario, docente Facultad de Ingeniería Mecánica UTP, Mayo 14/2015: Comunicación personal.

ANEXOS

Anexo 1.1: FORMATO DE ENCUESTA. RECOPIACIÓN DE FUENTES DE ERROR EXPERIMENTALES

Nombre: _____ Fecha: _____

Facultad: _____

1. Considera importante tener en cuenta las fuentes de error a la hora de realizar un trabajo experimental.

SI: ____ NO: ____

Por qué: _____

2. Desde su experiencia, cuáles considera que son las fuentes que introducen comúnmente errores en los trabajos experimentales:

- Error humano
- Falla en la instrumentación y equipos
- Materiales Inadecuados
- Falta de experiencia en lo que se realiza

→ Otros: _____

3. Es posible corregir estos errores con facilidad. SI: ____ NO: ____

Por qué: _____

4. Considera que realizar una recopilación de las fuentes de error experimentales y documentarlas de forma tal que los estudiantes, docentes, investigadores y analistas puedan acceder a estos para aplicar en sus actividades de investigación es:

- Importante
- Innecesario
- Irrelevante

Por qué: _____

5. Qué sugerencias, comentarios y recomendaciones podría aportar para complementar mejor el presente trabajo.

Muchas Gracias por su colaboración.

María Alejandra Arango Londoño
Tecnología Química

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Autor: Universia Colombia. Colombia: Noticias de actualidad. Fuente: Observatorio de la universidad colombiana. Noticia: educación. Colombia aumenta su tasa de cobertura en educación superior. Enero 30 de 2014. Recuperado de: <http://noticias.universia.net.co/actualidad/noticia/2014/01/30/1079023/colombia-aumenta-tasa-cobertura-educacion-superior.html>.]
- [2] MARTÍNEZ, U. Joaquín, NARROS, S. Adolfo; y GARCÍA, M^a. del Mar. “Experimentación en Química General”. Departamento de Ingeniería Química Industrial y del Medio Ambiente. Universidad Politécnica de Madrid. España: Thomson Editores. Paraninfo S.A, 2006.
- [3] PÉREZ, S. Javier. “Manual de prevención docente. Riesgos laborales en el sector de la enseñanza”. Valencia (España): Lozano Impresores, 2009.
- [4] BALZHISER, R. E. et al. “Chemical Engineering Thermodynamics”. Englewood Cliffs: Prentice-Hall, 1972, Chapter 2.
- [5] HIMMELBLAU, David M. “Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering” 6th Edition. Upper Saddle River., NJ: Prentice Hall PTR, 1996.
- [6] William Ward. En: Portafolio, Viernes 8 de Octubre de 1999.
- [7] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSTAFA IZA, Yamal. “Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones”, En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 32, 2006.
- [8] MARÍN V. Fabio. “Elementos de estequiometria”. Pereira: Universidad Tecnológica de Pereira, 1991.
- [9] AGUIRRE ODE, Fernando. “Termodinámica del Equilibrio”, Primera Edición. México: Interamericana, 1971.
- [10] MAHAN, Bruce H. “Termodinámica Química Elemental”. Barcelona: Editorial Reverté, S.A, 1972.
- [11] KRICHESVSKI, I.R., y PETRIANOV, I.V. “Termodinámica para Muchos”. Moscú: Editorial Mir, 1980.

- [12] O'CONNELL, JOHN P., and HAILE, J. M. "Thermodynamics: Fundamentals for applications". Cambridge: Cambridge University Press, 2011.
- [13] REISS, Howard. "Methods of Thermodynamics". Mineola, N. Y.: Dover Publications, Inc., 1965.
- [14] TINOCO, Jr. Ignacio, et al. "Physical Chemistry: Principles and Applications in Biological Sciences" Third Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1995.
- [15] CASTELLAN, Gilbert W. "Physical Chemistry" Second Edition. Manila: Addison-Wesley Publishing Company, 1973.
- [16] SONNTAG, Richard E., and VAN WYLEN, Gordon J. "Introduction to Thermodynamics Classical and Statistical" 3rd Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc., 1991.
- [17] PRAUSNITZ, John M. "Molecular Thermodynamics of Fluid- Phase Equilibria". Englewood Cliffs: Prentice- Hall, Inc., 1969.
- [18] SIENKO, Michell J., and PLANE, Robert A. "Chemistry" Second Edition. New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1961.
- [19] PETRUCCI, Ralph H., and HARDWOOD, Williams. "General Chemistry: principles and Modern Applications" Seventh Edition. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall, 1997.
- [20] de NEVERS, Noel. "Fluid Mechanics for Chemical Engineers" Third Edition. New York: McGraw-Hill Higher Education, 2005.
- [21] VALIENTE BARDERAS, Antonio. "Diccionario de Ingeniería Química" Primera Reimpresión. México D. F.: Longman de México Editores S.A de C.V., Editorial Alhambra Mexicana, 1996.
- [22] ELONKA, Stephen M. and MINICH, Quaid W. "Standard Refrigeration and Air Conditioning: Questions and Answers" Third Edition. New Delhi: Tata McGraw-Hill Publishing Company Ltd. , 1983.
- [23] ELONKA, Stephen M. and KOHAN, Anthony L. "Standard Boiler Operator's: Questions and Answers" 8th Reprint. New Delhi: Tata McGraw-Hill Publishing Company Ltd., 1990.

- [24] The NIST Reference on Constants, Units, and Uncertainty. International System of Units (SI). Historical context of the SI. Unit of length (meter). Recuperado de: <http://physics.nist.gov/cuu/Units/meter.html>.
- [25] PETERS, Max. "Elementary Chemical Engineering" Second Edition. International Student Edition. Tokyo: McGraw-Hill International Book Company, 1984, Appendix A.
- [26] WHITE, Frank M. "Mecánica de Fluidos". Madrid: McGraw-Hill, 1983.
- [27] FOUST, Alan S. et. al. "Principles of Unit Operations" Second Edition. New York: John Wiley and Sons, 1980.
- [28] GARGALLO G., Ligia, y, RADIC F., Deodato. "Termodinámica Química" Segunda Edición. México, D.F.: Alfaomega – Ediciones Universidad Católica de Chile, 2000.
- [29] ATKINS, P. W. "The elements of Physical Chemistry With Applications in Biology" Third Edition. New York: W. H. Freeman and Company, 2001.
- [30] NAVARRO SERRANO, Alfredo. "Termodinámica I: Conferencias Primera Parte" Quinta Impresión. Facultad de Ingeniería, Departamento de Ingeniería Mecánica, Bogotá: Universidad de los Andes, 1996.
- [31] SCHMIDT, Alois X., and LIST, Harvey L. "Material and Energy Balances". Englewood Cliffs, NJ: Prentice- Hall, INC., 1962.
- [32] ATKINS, P. W. "La Segunda Ley" Primera Edición. Barcelona: Prensa Científica, S.A., 1992.
- [33] MORAN, Michael J., and SHAPIRO, Howard N. "Fundamentals of Engineering Thermodynamics" New York: John Wiley & Sons, Inc., 2000.
- [34] PERRY, Robert H., and CHILTON, Cecil H. "Chemical Engineers Handbook" New York: McGraw- Hill Book Company, 1973.
- [35] CENGEL, Yunus A., and BOLES, Michael. "Thermodynamics: An Engineering Approach" Fourth Edition. New York: The McGraw- Hill Companies, Inc., 2002.

- [36] SILVESTRINI, Vittorio. "Qué es la entropía". Bogotá: Editorial Norma S.A. , 1998.
- [37] DYKSTRA, Clifford E. "Physical Chemistry: A Modern Introduction". Upper Saddle River: Prentice – Hall, 1997.
- [38] PICKERING. W.F. "Química Analítica Moderna". Universidad de Newcastle. New South Wales, Australia. España: Editorial Reverté, S.A. 1980.
- [39] HOLMAN, P. Jack. "Métodos Experimentales para ingenieros". Mcgraw-Hill Companies, Inc., 1986.

2. TEMPERATURA

2.1. INTRODUCCIÓN

Sentimos la temperatura como una medida de la calidez o frialdad de un objeto. En realidad, la temperatura determina la dirección de flujo del calor. El calor siempre fluye espontáneamente de una sustancia que está a una temperatura más alta hacia una que está a una temperatura más baja. Por ello, sentimos la entrada de energía cuando tocamos un objeto caliente, y sabemos que ese objeto está a una temperatura más alta que nuestra mano [1, p. 15].

Los primeros registros de medición de temperatura datan del periodo Greco-Romano en la Antigüedad Clásica, los instrumentos eran básicos, sin escala y abiertos a la atmosfera por lo que eran influenciados por la presión atmosférica y la temperatura. El desarrollo de los termómetros de líquido en vidrio junto con su escala, se inició durante el Renacimiento en la Era de los Descubrimientos con el auge por la investigación en las ciencias naturales. El antecesor del termómetro fue el termoscopio²² de Galileo Galilei, hasta que el también italiano Sanctorius le incorporó una escala con graduación numérica [2].

Las escalas de temperatura que comúnmente se emplean en los estudios científicos son las escalas Celsius ²³ y Kelvin. La escala Celsius también es la escala de temperatura cotidiana en la mayor parte de los países, y se basó originalmente en la asignación de 0 °C al punto de congelación del agua y 100 °C a su punto de ebullición en el nivel del mar. Sin embargo, en 1954 la escala Celsius fue redefinida en la Décima Conferencia de Pesos y Medidas en términos de un sólo punto fijo y de la temperatura absoluta del cero absoluto. El punto escogido fue el punto triple del agua que es el estado en el que las tres fases del agua coexisten en equilibrio, al cual se le asignó un valor de 0,01 °C. La magnitud del nuevo grado Celsius se define a partir del cero absoluto como la fracción 1/273,16 del intervalo de temperatura entre el punto triple del agua y el cero absoluto [3].

²² **Termoscopio (1592) Galileo Galilei:** Galilei fue famoso por revolucionar la física con sus experimentos y por insistir en que la tierra giraba alrededor de sol. Además hizo varios inventos útiles, incluido el termoscopio. Al notar que el aire se expandía con el calor, sumergió el cuello de una botella vacía en líquido. A medida que el aire de la botella se calentaba o enfriaba, el líquido era expulsado o succionando, indicando la temperatura [4, p. 84].

²³ **Escala Celsius de temperatura (1742) Anders Celsius:** Los inventores de las escalas de Temperatura odiaban hacer lo obvio. Daniel Fahrenheit dispuso los puntos de congelamiento y ebullición del agua en grados que resultan extraños: 32 y 212. En el año 1742, el astrónomo sueco Anders Celsius elaboro una escala decimal que iba del al 100, pero dispuso el punto de congelamiento en el 100 y el punto de ebullición en 0. Con el Tiempo, el termómetro se giró al revés convirtiéndose en la escala que conocemos hoy [4 p. 103].

Como en la nueva escala los puntos de fusión y ebullición del agua son 0,00 °C y 100,00 °C respectivamente, resulta idéntica a la escala de la definición anterior, con la ventaja de tener una definición termodinámica [3].

La **escala Kelvin** es la escala de temperatura del SI. Históricamente, la escala Kelvin se basó en las propiedades de los gases. El cero en esta escala es la temperatura más baja que puede alcanzarse, -273.15 °C , a la cual llamamos *cero absoluto* [1, p. 16].

2.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

La temperatura pertenece al selecto grupo de las cinco (5) funciones²⁴ de estado termodinámicas²⁵ primarias²⁶ o funciones fundamentales, y es una función medible experimentalmente. La temperatura es una variable que indica directamente la energía cinética promedio de las moléculas de un sistema gaseoso, como de su medición²⁷ experimental en las escalas empíricas o relativas o convencionales o artificiales Celsius y Fahrenheit; las escalas de significado fundamental son las escalas Kelvin y Rankine, respectivamente.

La temperatura se mide con termómetros (palabra que etimológicamente se obtiene a partir de las palabras griegas “thérme” que significa calor, y “métron”) según las escalas empíricas o relativas o convencionales o artificiales Celsius y Fahrenheit²⁸. La primera lleva este nombre desde la 9ª Conferencia General de Pesas y Medidas de 1948, en honor del astrónomo Anders Celsius (Suecia, 1701 - 1744) quien la diseño desafortunadamente la unidad de temperatura “grados centígrados” se sigue empleando en la actualidad. La segunda lleva este nombre en honor del constructor de instrumentos Gabriel Daniel Fahrenheit (Alemania, 1686 - 1736). Las escalas de significado fundamental o termodinámico son las escalas Kelvin y Rankine, respectivamente. La primera lleva este nombre en honor de Lord Kelvin, William Thomson (Inglaterra, 1824 - 1907) [5].

²⁴ La palabra “funciones” es también reemplazada por: Variables, propiedades, atributos, cantidades, coordenadas, magnitudes, o parámetros.

²⁵ El conjunto completo de las ocho (8) funciones de estado termodinámicas es el siguiente: P, V, T, U, H, S, G, A.

²⁶ El conjunto completo de las cinco (5) funciones de estado termodinámicas primarias es el siguiente: P, V, T, U, S.

²⁷ La medición de la temperatura está basada en la Ley Cero de la Termodinámica (~ 1931) que establece que si dos (2) sistemas se encuentran cada uno en equilibrio térmico con un tercero, el cual puede ser reemplazado por un termómetro (palabra que etimológicamente se obtiene a partir de las palabras griegas “thérme” que significa calor y “métron” que significa medida), los dos (2) primeros están en equilibrio térmico entre sí y están a la misma temperatura, incluso si no están en contacto [6, p.25].

²⁸ **Daniel Fahrenheit (1714) Termómetro de Mercurio:** El físico alemán Daniel Fahrenheit invento dos cosas a la vez: un termómetro más útil y una escala de temperatura que más tarde se nombraría en su honor. Los primeros termómetros dependían de la expansión del aire o permitían que el alcohol se expandiera desde una pequeña cubeta hacia un delgado tubo. El termómetro de Fahrenheit, inventado en el año 1714, usaba el segundo de estos métodos, pero con mercurio en vez de alcohol. Con esto fue capaz de medir mayores temperaturas [4, p. 100].

El símbolo de grado (°) se eliminó en la 13ª CGPM de 1967, donde se definió la magnitud del grado como $1 \text{ K} = T''/273.16$. Usando técnicas de refrigeración no convencionales (la desimantación adiabática electrónica y nuclear) los científicos se han aproximado al cero absoluto; ellos alcanzaron 0.000000002 K en 1989. La segunda lleva este nombre en honor del ingeniero William John MacQuorn Rankine (Escocia, 1820 - 1872) [5, p. 252].

En la siguiente figura se muestran las diferentes escalas de temperatura [5, p. 252]:

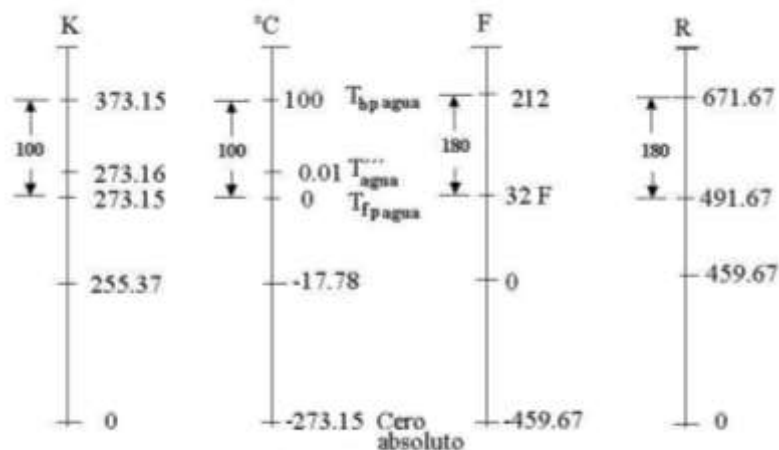


Figura 2.1: Escalas de temperatura
Tomada de [4, p. 252]

De la figura anterior, se obtiene que:

$$\frac{K}{373.15} = \frac{R}{671.67} \rightarrow T(R) = 1.8 T(K)$$

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{100} = \frac{F - 32}{180} \rightarrow ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9}(F - 32)$$

$$\Delta^{\circ}\text{C} = \Delta K \text{ y } \Delta F = \Delta R ; \Delta^{\circ}\text{C} = \Delta K = 1.8 \Delta F = 1.8 \Delta R$$

De la misma forma en la cual se recurre a una sustancia hipotética de gran importancia termodinámica como lo es el gas ideal para entender el significado físico de la variable mecánica presión por medio de la Ley de Boyle, el comportamiento del gas ideal también permite conocer el significado físico de la variable térmica temperatura, por medio de la Ley de Charles - Gay-Lussac.

2.2.1 Ley de Charles – Gay-Lussac [7][8]

En 1802 el investigador Joseph Louis Gay-Lussac (Francia, 1778 – 1850) después de conducir procesos de calentamiento isobárico de una masa fija de gas (sistema termodinámico cerrado) reporto que el volumen del gas era una función lineal de la temperatura de la forma $V = a + bt$.

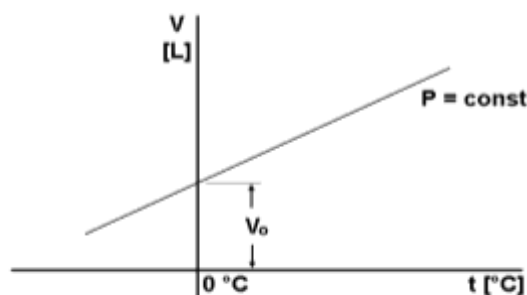


Figura 2.2: Volumen de una masa fija de un gas en función de la temperatura a $P = \text{const}$

donde:

V es el volumen ocupado por el gas, en L

a es el volumen del gas a 0°C , V_0 , en L

b es la pendiente de la recta V contra t ; dado que $V_{\text{gas}} = V(t, P)$, $b = \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_P$

t es la temperatura del gas, en $^\circ\text{C}$.

De acuerdo con lo anterior la ecuación de la línea recta es entonces:

$$V = V_0 + \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_P t \quad (\text{Ecu}^{29}. 1)$$

Este aporte de Gay-Lussac fue complementado con otro que había hecho previamente, en 1787, otro investigador llamado Jacques Alex Caesar Charles (Francia, 1746 – 1823), quien también condujo procesos de calentamiento isobárico entre 0°C y 80°C de una masa fija de los gases H_2 , aire, CO_2 , y O_2 . Los experimentos de Charles mostraban que para una masa fija de gas sometida a una presión constante, el aumento relativo en el volumen por grado de aumento en la temperatura era el mismo

²⁹ Ecu: Abreviación de Ecuación. Se maneja de esta forma para todo el documento.

para todos los gases con los cuales el trabajo, y esta cantidad es el coeficiente de expansión térmica a 0°C, α_o . En otras palabras:

$$\alpha_o = \frac{1}{V_o} \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_P \quad (\text{Ecu. 2})$$

Al reunir los aportes de Gay-Lussac y de Charles, se obtiene que:

$$V = V_o + \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_P t = V_o \alpha_o \left(\frac{1}{\alpha_o} + t \right) \quad (\text{Ecu. 3})$$

Como se dijo, el coeficiente α_o es el mismo para todos los gases y es prácticamente independiente de la presión a la cual se hacen las mediciones. Si medimos α_o a varias presiones encontramos que para todos los gases α_o se aproxima al mismo valor límite a $P = 0$.

Ahora estamos en condiciones de definir una nueva escala de temperatura T_{abs} en términos de la temperatura convencional t a través de la ecuación

$$T_{\text{abs}} = \frac{1}{\alpha_o} + t \quad (\text{Ecu. 4})$$

Esta escala se denomina escala de temperatura del gas ideal, y la importancia de la misma está en el hecho de que el valor límite de α_o , y por consiguiente $1/\alpha_o$, tiene el mismo valor para todos los gases. De otro lado, α_o depende de la escala de temperatura usada para t :

Si t está en F, entonces

$$\frac{1}{\alpha_o} = T_o = 459.67 \text{ R} \quad (\text{Ecu. 5})$$

y la escala T_{abs} es la escala Rankine.

Si t está en °C, entonces

$$\frac{1}{\alpha_o} = T_o = 273.15 \text{ K} \quad (\text{Ecu. 6})$$

y la escala T_{abs} es la escala Kelvin.

A pesar de que tanto la escala Fahrenheit y la escala Rankine, como la escala Celsius y la escala Kelvin, son numéricamente idénticas respectivamente, estrictamente hablando las escalas de temperatura termodinámica son las escalas Rankine y Kelvin.

De los resultados anteriores se obtiene finalmente que:

$$V = V_o \alpha_o \left(\frac{1}{\alpha_o} + t \right) = V_o \alpha_o (T_o + t) = V_o \alpha_o T_{abs} \quad (\text{Ecu. 7})$$

lo cual equivale a:

$$\frac{V}{T_{abs}} = \frac{V_o}{(1/\alpha_o)} = \frac{V_o}{T_o} \quad (\text{Ecu. 8})$$

con lo cual

$$\frac{V}{T_{abs}} = K_p \quad (\text{Ecu. 9})$$

es la ecuación que identifica la Ley de Charles – Gay-Lussac³⁰.

Puede verse fácilmente que esta ecuación es el lugar geométrico de una familia de líneas rectas denominadas líneas isobaras de Charles, cuya prolongación debería pasar por el origen en un plano de coordenadas V contra T_{abs} ; la pendiente de las líneas rectas isobaras disminuye en la medida en que la presión experimental aumenta.

2.2.2 Termómetros de Inmersión Total y de Inmersión Parcial

En la actualidad los termómetros de líquido en vidrio se fabrican para aplicaciones específicas de medición. A pesar de la gran variedad de instrumentos para la medición de temperatura, dada la prohibición del mercurio, los termómetros de líquido en vidrio son frecuentemente utilizados por su facilidad de uso, portabilidad, costo, estabilidad, amplio intervalo de trabajo y por recomendaciones en normas. Pero aun así existe confusión al momento de su elección, uso y calibración [2].

El termómetro de mercurio se basa en el principio de la expansión de un líquido desde un bulbo a un capilar uniforme, de forma que los cambios de volumen se traducen en longitudes proporcionales. También se suele emplear pentano, alcohol, tolueno, galio

³⁰ Esta ley puede ser interpretada desde la Teoría Cinética de los Gases del siguiente modo
 @ P = const: $\leftarrow T \uparrow \Rightarrow \bar{E}_K \uparrow \Rightarrow \# \text{de choques} \uparrow \Rightarrow V \uparrow$

y aleaciones sodio-potasio, y para altas temperaturas el cuarzo transparente reemplaza el vidrio [9, p. 59].

Los fabricantes suministran termómetros generalmente calibrados, bien para inmersión total, o para inmersión parcial (la inmersión correcta grabada en el dorso), en el medio en que se va a medir la temperatura. Con frecuencia, sin embargo, no es posible sumergir el termómetro como se prescribe [9, p. 60].

Los termómetros sin indicación especial están ajustados “por inmersión total”. Esto quiere decir que el punto de lectura de la columna de mercurio está a la misma altura que el nivel del líquido a medir. Si una parte de la columna de mercurio sobresale por encima del nivel del líquido, se tiene que corregir el valor, según la exactitud de la medición deseada. Un ejemplo mostrará cómo se realiza tal operación [10, p. 57].

Formula de corrección:

$$t_k = t + \frac{(t - t')n}{6000} \quad (Ecu. 10)$$

Ejemplo:

Temperatura leída: $t = 160\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Punto de Inmersión: $t' = 85\text{ }^{\circ}\text{C}$

Columna de mercurio sobresaliente: temperatura media $t' = 32\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Longitud en $^{\circ}\text{C}$ divisiones de escala:

$$n = 160 - 85 = 75$$

Temperatura corregida: $T_k = 161,6\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2.3. PRÁCTICA 1: TERMÓMETRO DE VOLUMEN CONSTANTE

Objetivo

Conocer un método práctico y económico para construir y operar un termómetro de gas ideal de volumen constante para el estudio de un concepto tan importante en las áreas técnicas como es la variable “temperatura”.

Introducción

A la luz de la Termodinámica, un termómetro de gas ideal consiste simplemente de una masa fija de un gas, por ejemplo aire atmosférico, almacenada en un recipiente de volumen constante. De acuerdo con la Ley Combinada de los Gases Ideales [11]:

$$T_{\text{abs final}} = T_{\text{abs inicial}} \left(\frac{P_{\text{abs final}}}{P_{\text{abs inicial}}} \right) \quad (\text{Ecu. 11})$$

Esta expresión permite determinar fácilmente la $T_{\text{abs final}}$ del sistema gaseoso a partir de las mediciones de las condiciones iniciales y de la $P_{\text{abs final}}$.

Materiales y Equipos

Ilustración 2.1. Materiales y Equipos para Termómetro de Volumen Constante



En estas fotografías se observa el termómetro de gas ideal construido para el desarrollo de la práctica, el cual, consiste de una taza metálica de un volumen de

aproximadamente 1.1 L. La tapa del vaso está equipada con un mecanismo de cierre similar al de una cantina de leche, y está provista de un empaque de neopreno, por lo cual se puede obtener un cierre completamente hermético del equipo.

A la tapa del vaso se le adaptaron unos racores para conectar un manómetro de carátula de 60 mm (2.5 in) de diámetro con conexión vertical de $\frac{1}{4}$ NPT, que opera en el rango de 0 a 1500 mm H₂O (0 a 60 in H₂O), y un termómetro digital de inmersión que opera en el rango -50 °C a 250 °C. Adicionalmente la tapa está provista de una conexión que permite colocar el sistema a la presión atmosférica. Hasta aquí la descripción del equipo principal.

Ilustración 2.2. Continuación Materiales y Equipos para Termómetro de Volumen Constante



En estas fotografías aparece el equipo auxiliar para llevar a cabo la medición de la temperatura, el cual está integrado por los siguientes componentes:

- Un beaker metálico con una capacidad de 6.5 L, el cual se emplea para el calentamiento del agua a ser utilizada en la experimentación como fuente de energía térmica (como puede apreciarse, en esta experimentación se utilizó una olla de acero inoxidable de 22 cm de diámetro).
- Una resistencia eléctrica de 1000 W para calentar el agua.
- Un termómetro para determinar la temperatura del agua.
- Un agitador para homogeneizar la temperatura del agua (a pesar de que la temperatura es una variable intensiva, se requiere la agitación mecánica del material que está siendo calentado).
- Una pinza voltiamperimétrica para medir tanto la intensidad de corriente como la tensión. También se necesita una extensión con un tramo en el cual los dos (2)

cables conductores están separados, para poder colocar la pinza y tomar las mediciones eléctricas.

Procedimiento Experimental

- El procedimiento experimental consiste inicialmente en verificar que el cierre del Termómetro de Gas Ideal sea completamente hermético; lo anterior puede hacerse conectando una bomba de aire manual a la toma que comunica el equipo con la atmosfera. La prueba de estanqueidad se hace en el momento en el cual el equipo está sumergido en el baño de agua antes de iniciar el calentamiento de éste, teniendo cuidado de que la presión suministrada por la bomba no supere el rango del manómetro. Cualquier desprendimiento de burbujas que se observe indica que se presenta una pequeña fuga del aire confinado en el interior del equipo, por lo cual se debe proceder a revisar el cierre del mismo y a repetir el ensayo anterior.
- Habiendo verificado que no se presentan fugas, se procede a colocar un tapón de cierre en la toma que comunica el equipo con la atmosfera, y después de dejar el equipo en reposo, se toma las lecturas de la presión y la temperatura iniciales.
- En este momento es posible hacer una prueba de orden cualitativo o demostrativo, consistente en tomar el equipo con las manos durante un espacio corto de tiempo, al cabo del cual se observa que la aguja del manómetro se empieza a desplazar hacia la derecha, e igualmente la temperatura del aire atmosférico confinado en el conjunto empieza a aumentar. La explicación de este fenómeno se puede obtener a partir de la Ley Combinada de los Gases Ideales:

$$T_{\text{abs } 2} = T_{\text{abs } 1} \left(\frac{P_{\text{abs } 2}}{P_{\text{abs } 1}} \right) \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \text{ (Ecu. 12)}$$

dado que el aire ocupa un volumen fijo, y que existe una relación de funcionalidad directa entre la temperatura y la presión.

Ilustración 2.3: Procedimiento Experimental Termómetro de Volumen Constante



- A continuación, se procede a colocar el termómetro de gas en el interior del beaker lleno de agua, y a conectar la resistencia eléctrica, la cual debe permanecer en todo momento sumergida en el agua; se toman el tiempo de calentamiento hasta alcanzar una temperatura entre 55 a 60 °C, y las lecturas de voltaje y amperaje. En este momento se toman las lecturas de la presión y la temperatura finales, y se deja el equipo a la presión atmosférica removiendo el tapón correspondiente (para proteger el manómetro, dado que en el enfriamiento del sistema se genera un vacío).

Formato para la Toma de Datos

T inicial del aire ambiente: _____ °C

T inicial del agua: _____ °C

Presión inicial: _____ in H₂O

T final del agua: _____ °C

T final registrada en el termómetro digital: _____ °C

Presión final: _____ in H₂O

Análisis de Datos

1. La temperatura final del sistema se determina a partir de la Ley Combinada de los Gases Ideales, como ya se ha explicado, y se confronta con el valor leído en el termómetro digital.
2. Calcular el respectivo porcentaje de error y establecer sus propias conclusiones.

2.4. PRÁCTICA 2: TEMPERATURA DE EBULLICIÓN DE UN LÍQUIDO PURO A LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA LOCAL

Objetivo

Determinar experimentalmente la temperatura de ebullición del agua pura a la presión atmosférica local.

Introducción

La ebullición es un caso especial de vaporización y es el paso de un líquido desde un recipiente abierto hacia el estado vapor por medio de la formación de burbujas. (Cuando se calienta el agua en un recipiente abierto, se observa que en la medida en que el líquido se calienta, se forman gradualmente unas burbujas pequeñas inicialmente, y luego, a una temperatura más alta comienza un burbujeo violento. El primer burbujeo no se debe confundir con la ebullición. Las burbujas diminutas se deben a la expulsión del aire disuelto en el agua). Se dice que un líquido ebulle en su punto de ebullición. En el punto de ebullición la presión de vapor del líquido es lo suficientemente alta para “empujar” la atmósfera [12, pp. 165-166].

Materiales y Equipos

- Estufa o plancha de calentamiento
- Beaker
- Termómetro digital
- Varilla de agitación.

Procedimiento experimental

Para el desarrollo de esta práctica se recomienda el uso de elementos de protección personal como gafas, y guantes para superficies calientes dado el riesgo de quemaduras por material a altas temperaturas, o bien por salpicaduras de líquido caliente generado por el burbujeo de la ebullición.

- Se toma en un beaker un volumen de agua (alrededor de 300 a 500 mL), los cuales son sometidos a calentamiento hasta su ebullición.

- Poner suma atención cuando se empiecen a generar las primera burbujas. Aquí se procede a monitorear las temperaturas de ascenso hasta que se presente el primer burbujeo constante.
- Reportar el valor correspondiente cuando la lectura sea constante, esta será finalmente la temperatura de ebullición del líquido.

Formato para la toma de datos:

Tinicial: _____ °C

Tfinal: _____ °C

Presión atmosférica local: _____

Análisis de datos

1. Compare los resultados obtenidos de temperatura de ebullición del agua con los reportados en la literatura técnica y establezca sus propias conclusiones. Se pueden utilizar otros líquidos puros.
2. Esta práctica se puede utilizar también para obtener la presión atmosférica local. Por lo cual, a partir del resultado obtenido experimentalmente de temperatura de ebullición del agua, calcule la presión atmosférica local haciendo uso de las Tablas de Vapor y compruebe que tan acertado es el resultado obtenido.

2.5. PRÁCTICA 3: TEMPERATURA EBULLICIÓN DE UN LÍQUIDO PURO A UNA PRESIÓN DIFERENTE A LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA LOCAL

Objetivo

Determinar la temperatura de ebullición del agua pura a una presión diferente a la presión atmosférica local.

Introducción

La temperatura de ebullición (T_{bp}) es la temperatura a la que la presión de vapor (P_{vap}) de un líquido es igual a la presión total por encima de su superficie (Presión atmosférica local).

Materiales y Equipos

Ilustración 2.4: Materiales y Equipos para Calderín



En las fotografías se observa el Calderín adaptado para el desarrollo de esta práctica y algunas otras en temas posteriores.

El Calderín consiste de una olla a presión convencional de un volumen de 4 L; se retiró el tapón fusible y se instaló allí una serie de accesorios en bronce (T, codos, racores etc.) que permitieran adaptar un manómetro de tubo Bourdon y una sonda (Termocupla Tipo K) de un termómetro digital. .

Un manómetro de carátula de 60 mm (2.5 in) de diámetro con conexión vertical de ¼ NPT, que opera en el rango de 0 a 1.0 bar (0 a 15 psi). Para evitar una temperatura muy elevada en el manómetro se construyó con tubería de cobre un sifón o cola de marrano que fue instalado antes de éste.

Un termómetro digital con una resolución de 0.1 °C; la sonda empleada es una sonda de temperatura por inmersión para líquidos o geles que opera en el rango de – 40 °C a 1090 °C (– 40 F a 1994 F); de 21.3 cm (8.375 in) de longitud.

Como fuente de calentamiento una estufa eléctrica convencional de 1100 W.

Procedimiento Experimental

- Se mide en una probeta la cantidad de agua que será sometida a calentamiento, aproximadamente la tercera parte del volumen de la olla a presión (± 1.5 L).
- Se vierte este volumen de agua a la olla y se tapa perfectamente asegurando completa hermeticidad para evitar fugas de vapor de agua. No poner la válvula hasta posterior indicación.
- Se enciende la estufa en temperatura media. Al iniciar la evaporación del agua a medida que se da calentamiento, el vapor que empieza a generarse empuja el aire contenido en la parte superior de la olla hacia el exterior. Igualmente se escapan los gases disueltos en el agua tales como oxígeno y nitrógeno. Este proceso de venteo se realiza hasta que el sistema alcance alrededor del 70°C (158 F). Alcanzada esta temperatura se procede a colocar la válvula con precaución dado que la superficie de la olla se encuentra caliente.
- Puesta la válvula, se debe esperar hasta observar que se de agitación de la misma. En este momento se procede a subir la temperatura de la estufa a temperatura alta.
- Empezar a registrar las temperaturas cuando la aguja del manómetro empiece a moverse.

- Tomar las temperaturas posteriores hasta que la válvula de la olla se levante y se escape el vapor del interior.

Formato para toma de datos

Volumen de Agua: _____ mL

Presión (psig)	Temperatura (°C)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	
11	

Análisis de Datos:

1. Analizar cómo varía la temperatura de ebullición con el cambio en la presión.
2. Con los datos obtenidos experimentalmente, comprobar el porcentaje de error para las temperaturas de ebullición obtenidas haciendo uso de las Tablas de Vapor. Se pueden utilizar otros líquidos puros diferentes al agua para el desarrollo de la práctica.

2.6. PRÁCTICA 4: LEY DE ENFRIAMIENTO DE NEWTON³¹ [13, pp. 5-8]

Objetivo

Comprobar experimentalmente la Ley de Enfriamiento de Newton, por medio del enfriamiento de una masa de agua en condiciones de convección forzada.

Introducción

Es difícil la construcción de una teoría que conduzca a una expresión matemática del enfriamiento de un cuerpo por convección. Newton llevo a cabo experimentos sobre el enfriamiento de cuerpos en condiciones de convección forzada y formulo la ley totalmente experimental de que el enfriamiento por unidad de tiempo de un cuerpo es proporcional al exceso de la temperatura del mismo respecto a la del medio ambiente que lo rodea, o, matemáticamente:

$$\frac{dT}{dt} = -b (T - T_f) \text{ (Ecu. 13)}$$

Donde $\frac{dT}{dt}$ es la pérdida de calor por unidad de tiempo, b es un parámetro o constante que depende del entorno de la experiencia (el signo menos se debe a que está teniendo lugar un enfriamiento), y T , T_f son, respectivamente, las temperaturas del cuerpo y del medio ambiente. Sin embargo, los experimentos de Newton tuvieron lugar con el cuerpo en una corriente de aire estacionaria y por consiguiente no puede aplicarse la ecuación a las condiciones ordinarias de convección natural.

La Ley de Newton puede comprobarse fácilmente tomando las lecturas de la temperatura T de un cuerpo caliente colocado cerca de un pequeño ventilador durante su enfriamiento, para finalmente, a partir del gráfico obtenido de temperaturas en función del tiempo hallar el gradiente $\frac{dT}{dt}$ para diversos valores de T [14, p. 111].

A continuación se realiza el tratamiento matemático para la ecuación:

$$hA (T_f - T)dt = mCpdT$$

$$T_f = \text{Temperatura del fluido} = T(\infty)$$

$$hA(T - T_f)dt = -mCpdT$$

³¹ Practica adaptada de: Gilles Picard*, Chantal Trotter*, Michel Beaudin, Geneviève Savard. Using TI-Nspire CAS Technology in Teaching Engineering Mathematics: ODE's. Canada: École de technologie supérieure. 2011.

$$\frac{dT}{dt} = -\frac{hA}{mCp}(T - T_f)$$

$$\frac{dT}{dt} + \frac{hA}{mCp} T = \frac{hA}{mCp} T_f$$

$$T(0) = T_i$$

$$T(t) = T$$

$$\frac{mCp}{hA} \frac{dT}{dt} + T = T_f$$

$$\tau \frac{dT}{dt} + T = T_f \text{ (Sistema de Primer Orden)}$$

$$\frac{mCp}{hA} = \tau \left(\frac{BTU}{lb\Delta F} \right) \frac{h \text{ ft}^2 \Delta F}{BTU \text{ ft}^2} (=) h (=) \text{ tiempo}$$

$$\int_{T_i}^T \frac{dT}{T - T_f} = \int_0^t -\frac{hA}{mCp} dt$$

$$\ln \frac{T - T_f}{T_i - T_f} = -bt \left[b = \frac{1}{\tau} \right]$$

$$\boxed{T = T_f + (T_i - T_f)e^{-bt}} \quad (\text{Ecu. 14})$$

$$T = T_{amb} + (T_i - T_{amb})e^{-bt}$$

$$\frac{T - T_{amb}}{T_i - T_{amb}} = e^{-bt}$$

$$\ln \frac{T - T_{amb}}{T_i - T_{amb}} = -bt$$

$$\boxed{b = \frac{\ln \frac{T - T_{amb}}{T_i - T_{amb}}}{-t}} \quad (\text{Ecu. 15})$$

De la expresión $T = T_f + (T_i - T_f)e^{-bt}$ y con los datos de dos de observaciones se podrá obtener la solución teórica y compararla con los datos recogidos.

Materiales y Equipos

Ilustración 2.5: Materiales y Equipo para Ley de Enfriamiento de Newton



En la imagen se ilustra el montaje del equipo utilizado. Este consiste de una probeta de 50 mL que contiene agua que fue sometida a ebullición previamente en un beaker, un termómetro digital con una resolución de 0.1 °C, y una sonda de temperatura por inmersión para líquidos o geles que opera en el rango de $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $1090\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($-40\text{ }^{\circ}\text{F}$ a $1994\text{ }^{\circ}\text{F}$); de 21.3 cm (8.375 in) de longitud. A esta sonda se le adaptó un tapón de caucho para asegurar el centrado de la misma dentro de la probeta.

Un ventilador de 11 cm de diámetro para garantizar un adecuado flujo de aire sobre la probeta³², con una intensidad de corriente de 0.21 A y una tensión 115 V, 50 – 60 Hz. Adicionalmente se requiere de un cronómetro para las mediciones de tiempo.

Procedimiento experimental

- Se pone en calentamiento un volumen de agua hasta su ebullición (50 mL) que será añadido a la probeta en la cual se realizarán las mediciones. El primer dato de temperatura se registra después de que se coloca el tapón de caucho; momento en el cual se empieza a tomar el tiempo.

³² La función del ventilador es asegurar una temperatura constante para el medio ambiente circundante.

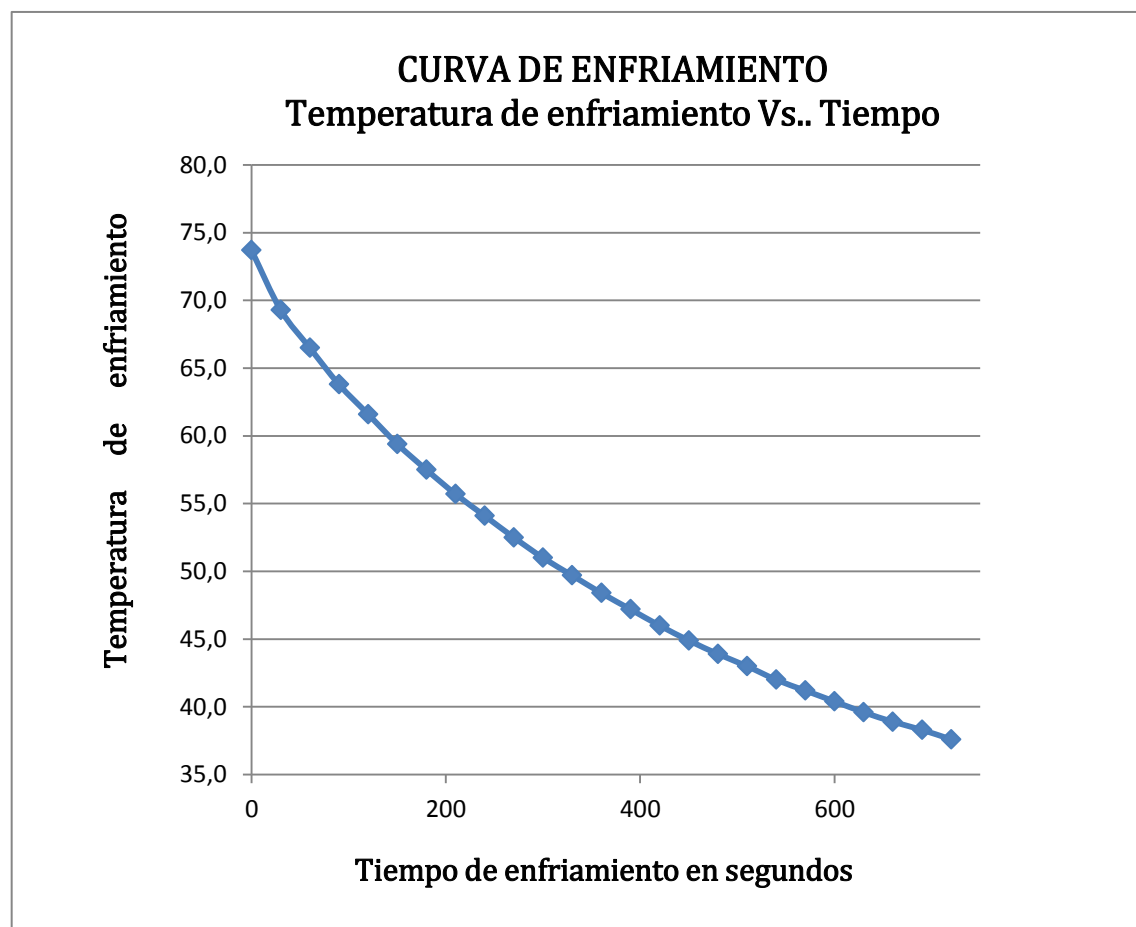
- Se registran las temperaturas de enfriamiento cada 30 segundos por espacio de 15 minutos. Es importante, mientras se desarrolla el experimento, no mover o tocar el recipiente y conservar la distancia entre el ventilador y la probeta (26 cm si se cuenta con un ventilador con las especificaciones descritas anteriormente), ya que si se tiene el ventilador muy cerca de la masa de agua se dará un enfriamiento rápido, y si se ubica muy lejos, el enfriamiento será lento, lo que generará que el ventilador no cumpla su función impidiendo la obtención de buenos datos experimentales.

Análisis de datos

A excepción de las demás prácticas, en esta se incluyen los resultados obtenidos experimentalmente durante su validación con el fin de facilitar su reproducibilidad a la hora de realizarla.

Tabla 2.1: Resultados Experimentales Ley de Enfriamiento de Newton

TIEMPO (s)	TEMPERATURA (°C)
0	73,7
30	69,3
60	66,5
90	63,8
120	61,6
150	59,4
180	57,5
210	55,7
240	54,1
270	52,5
300	51,0
330	49,7
360	48,4
390	47,2
420	46,0
450	44,9
480	43,9
510	43,0
540	42,0
570	41,2
600	40,4
630	39,6
660	38,9
690	38,3
720	37,6



Gráfica 2.1: Curva de Enfriamiento

Como se puede ver, el agua se enfrió por debajo de los 75 °C en la lectura $t = (0)$, es decir, se registró ese primer dato tiempo después de la ebullición, sin embargo, esto no representa ningún inconveniente a la hora de realizar el procesamiento matemático de los datos, ya que se tomaran datos intermedios de toda la corrida.

Se requieren de los datos de dos observaciones para determinar la constante b de la expresión $T = T_f + (T_i - T_f)e^{-bt}$.

Para encontrar el valor de b , se tomaran los datos en $t = 0$ y $t = 720$ segundos. Esta es una elección arbitraria, ya que se pueden elegir otros puntos de la curva y se obtendrían valores similares, pero no necesariamente los mismos valores exactos de b . Se trabaja con el tiempo en minutos en lugar de segundos, para que b no sea demasiado pequeña.

$$T_{amb} = 26,8\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$b = \frac{\ln \frac{37,6 - 26,8}{73,7 - 26,8}}{-12} = 0,1224$$

$$T = T_{amb} + (T_i - T_{amb}) e^{-0.1224 \cdot t_{(\text{min})}}$$

Esta es la solución de acuerdo con el modelo teórico. Ahora, se utiliza esta función para comprobar si coinciden los resultados obtenidos experimentalmente en 180, 360 y 540 segundos. Aquí las temperaturas obtenidas experimentalmente:

$$T(3 \text{ min}) = 57.5\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T(6 \text{ min}) = 48.4\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T(9 \text{ min}) = 42.0\text{ }^{\circ}\text{C}$$

En la tabla se tienen los puntos observados comparados con los cálculos y su respectivo porcentaje de error.

Tabla 2.2: Análisis de Resultados Experimentales

Tiempo	Valor Teórico (Calculado)	Lectura	% Error
T(3 min)	59.29 °C	57.5 °C	3.11
T(6 min)	49.30 °C	48.4 °C	1.86
T(9 min)	42.39 °C	42.0 °C	0.93

Formato para toma de datos

Temperatura ambiente: _____ °C

Volumen de agua: _____ mL

TIEMPO (s)	TEMPERATURA
0	
30	
60	
90	
120	
150	
180	
210	
240	
270	
300	
330	
360	
390	
420	
450	
480	
510	
540	
570	
600	
630	
660	
690	
720	
750	
780	
810	
840	
870	
900	

2.7. EJERCICIOS POR RESOLVER

1. Determine la masa de la válvula de una olla de presión, cuya presión de operación es de 100 kPa manométricos y que tiene un área de sección transversal de la abertura de 4 mm². Suponga una presión atmosférica de 101 kPa y dibuje el diagrama de cuerpo libre de la válvula [6, p. 59].

Respuesta: 40.8 g.

2. Una olla de presión de uso doméstico emplea un regulador de presión para limitar la presión interna, la cual esta calibrada a 1 bar de presión manométrica. Se agrega a la olla una cantidad suficiente de agua para asegurar que las condiciones se saturación prevalezcan durante la cocción. Esta característica permite cocinar con agua a temperatura controlada, que es más alta que la normal en aproximadamente 100 °C, y en consecuencia, el tiempo de cocción se reduce. Suponga que la olla en cuestión contiene 0.25 Kg de una mezcla de agua líquida y vapor de agua cuando se alcanza la presión de operación y que el volumen de la olla es 0.004 m³ Suponga además que la presión barométrica del lugar es igual a 1 bar [15, p. 102].

- a) Calcule la temperatura a la cual ocurre la cocción.
- b) Determine la masa de líquido y de vapor presentes a la presión de operación.

Respuestas:

- a) $T = 120.23\text{ }^{\circ}\text{C}$
- b) $m_{\text{liq}} = 0.246\text{ Kg}$
 $m_{\text{vap}} = 0.00423\text{ Kg}$

2.8. LECTURA COMPLEMENTARIA: LA OLLA DE PRESIÓN [16, pp. 60-63]

Denise Papin fue ayudante de Robert Boyle y ambos se movían en el ambiente de la Royal Society. En 1679 Papin presento un “digestor de vapor” que era un recipiente con una tapa hermética de forma que se podían cocinar alimentos a una temperatura mayor que la usual. Puesto que la tapa hermética permitía una presión interior mayor que la atmosférica, la temperatura de ebullición del agua era mayor que la ordinaria, véase figura 2.3. El “digestor de vapor” contaba, con una válvula de seguridad, también diseñada por Papin.

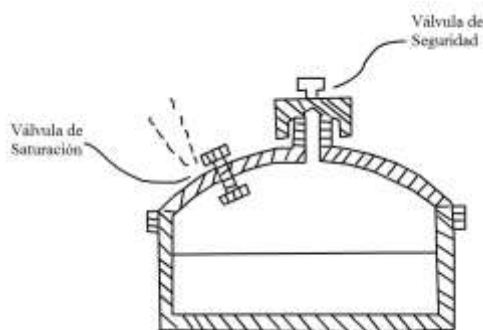


Figura 2.3: Olla de presión

Tomada de [16, p. 63]

Actualmente las ollas de presión cuentan con varios dispositivos que aumentan su eficiencia y seguridad. Una olla de presión típica, tiene una válvula de seguridad en el centro de la tapa, una válvula pequeña de saturación, y una rosca de seguridad. Cuando comienza la cocción queda aire encerrado en la olla, el cual conviene eliminar pues, mientras mayor sea el porcentaje de humedad, mayor será la dificultad para conseguir la evaporación (y por consiguiente mayor será la temperatura de ebullición). La valvulita permite la salida del aire y se cierra al aumentar lo suficiente la presión interna. Si la presión dentro de la olla es muy grande se vota la válvula central. En caso de no ocurrir lo anterior la rosca de la tapa se deforma y salta la tapa, pero la olla no explota con fractura. De esta manera el fabricante garantiza lo más posible la seguridad del usuario o, menos frecuente, de la usuaria.

Ahora bien, el diagrama de fases del H_2O , nos permite entender la ventaja de bajar la flama cuando ya están hirviendo “los alimentos de la olla”. La figura 2.4 muestra con líneas continuas las temperaturas y presiones de equilibrio de las diferentes fases del agua: líquido, sólido y vapor. Así, a una presión de 1 atm la temperatura de equilibrio para las fases vapor y líquido es 100 °C. A presión constante, la temperatura máxima de equilibrio entre el vapor y el líquido es la temperatura de ebullición del H_2O . Nótese que la curva de equilibrio LG (líquido-gas) se interrumpe a 374 °C; ésta es la temperatura crítica del agua; la presión correspondiente se llama, obviamente, “presión crítica”.

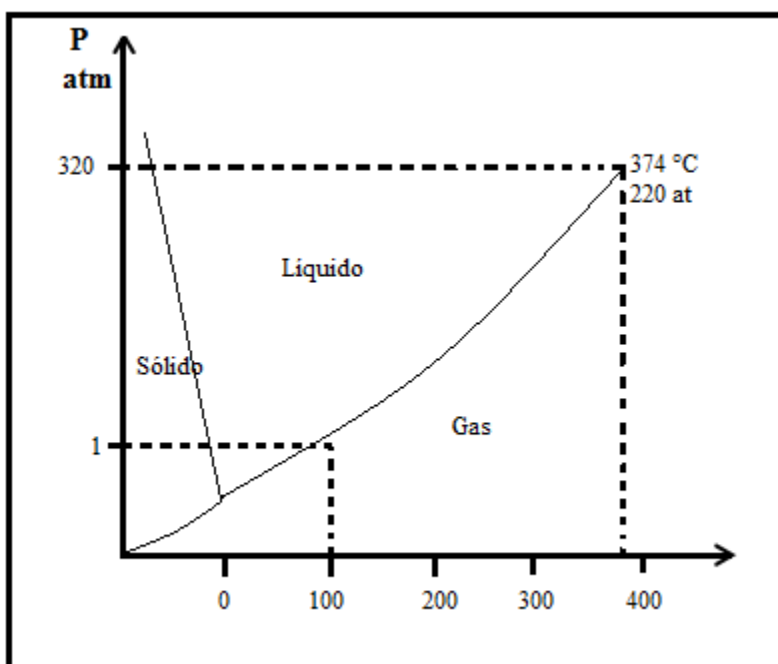


Figura 2.4: Diagrama de Fases del Agua
Tomado de [16, p. 61].

Por lo dicho, la máxima temperatura a la que se pueden hervir los alimentos es alrededor de 95.5 °C a 96 °C en la ciudad de Pereira. Si se “sube” la flama de la estufa lo único que se logra es evaporar el agua más rápidamente y... que haya que añadir más. Los alimentos de ninguna manera se cuecen más rápido por subir la flama pues esto no aumenta la temperatura del agua en ebullición. La única manera de reducir el tiempo de cocción es emplear la marmita de Papin, digestor u olla a presión.

La presión interna que se llega a generar en la olla es de 1.40 Kg/cm², lo que implica una temperatura de ebullición del agua de casi 130 °C. No parece mucho, pero basta para aumentar la velocidad de las reacciones de cocimiento casi diez veces.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] BROWN, Theodore L., LEMAY, H. Eugene Jr., BURSTEN Bruce E. "Química la ciencia central" Novena Edición. México: Pearson-Prentice Hall, 2004.
- [2] Tomado de: <http://www.metas.com.mx/guiametas/La-Guia-MetAs-08-09-termometros-liquido-en-vidrio.pdf>.
- [3] Tomado de: <http://electronica.foromx.net/t32-2-2-escalas-de-la-temperatura>
- [4] BRIDGMAN, Roger. *"Genial 1000 Inventos y descubrimientos. Tres millones de años de creatividad y curiosidad del ser humano."* Un libro Dorling Kindersley. London. En asociación con el museo de ciencias. Casa editorial el tiempo. Colombia: Printer Colombia S. A., 2002.
- [5] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSTAFÁ IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 32, 2006.
- [6] CENGEL, Yunus A., and BOLES, Michael. "Thermodynamics: An Engineering Approach" Fourth Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc., 2002.
- [7] CASTELLAN, Gilbert W. "Physical Chemistry" Second Edition. Manila: Addison-Wesley Publishing Company, 1973, Chapter Two.
- [8] MARON, Samuel H., y PRUTTON, Carl F. "Fundamentos de FisicoQuímica". México, D. F.: Editorial Limusa, 1982, Capítulo 1.
- [9] DODD, R.E., y ROBINSON, P.L. "Química Inorgánica Experimental". Barcelona: Editorial Reverté S.A, 1965.
- [10] BRAND. Catálogo: "Aparatos en vidrio para el laboratorio". 1997/1998.
- [11] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSTAFÁ IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones (Segunda Parte)". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 34, 2007.
- [12] SIENKO, Michell J., and PLANE, Robert A. "Chemistry" Second Edition. New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1961.
- [13] Gilles Picard*, Chantal Trottier*, Michel Beaudin, Geneviève Savard. Using TI-Nspire CAS Technology in Teaching Engineering Mathematics: ODE's. Canada: École de technologie supérieure. 2011.
- [14] A.M., Colliou y Derek J., Powney. "Propiedades mecánicas y térmicas de los materiales". Barcelona: Editorial Reverte S.A., 1977.

[15] MANRIQUE, V., José Ángel. "Transferencia de Calor" Segunda Edición. Oxford University. México D.F.: Alfaomega, 2002.

[16] CÓRDOVA F., José Luis. "La Química y la Cocina (La ciencia para todos)" Segunda edición. México, D.F.: Fondo de Cultura Económica. 2001.

3. PRESIÓN

3.1. INTRODUCCIÓN

La presión es la variable comúnmente más medida junto con la temperatura en las plantas de proceso, esto es debido a que puede reflejar la fuerza motriz para la reacción o transferencia de fase de gases; la fuerza motriz para el transporte de gases o líquidos; o la cantidad másica de un gas en un volumen determinado; etc.

El control de la presión en los procesos industriales da condiciones de operación seguras. Las presiones excesivas no solo pueden provocar la destrucción del equipo, sino también provoca la destrucción del equipo adyacente y pone al personal en situaciones peligrosas, particularmente cuando están implícitas, fluidos inflamables o corrosivos [1].

3.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

Dentro del conjunto completo de las ocho funciones³³ de estado termodinámicas³⁴ o funciones puntuales o funciones de punto, la presión pertenece al selecto grupo de las cinco funciones de estado primarias³⁵ o funciones fundamentales, y es una función medible experimentalmente.

Dada la importancia que tiene la presión³⁶ en las Ciencias de la Ingeniería, se busca facilitar la comprensión a cabalidad del significado físico de la misma, para lo cual se selecciona una sustancia hipotética clave en el estudio de la Termodinámica Clásica como lo es el gas ideal.

Con base en la Teoría Cinética de los Gases [2, pp. 149-150] la presión absoluta de una masa fija de gas confinado en un espacio volumétrico es directamente proporcional al número de choques de las partículas del gas contra las paredes del recipiente donde está contenido por unidad de área y por unidad de tiempo, y también es directamente proporcional al impulso de cada choque:

$$P_{\text{abs}} \propto \left(\frac{\# \text{choques}}{A t} \right) \left(\frac{\text{impulso}}{\text{choque}} \right) \quad (\text{Ecu. 1})$$

³³ La palabra “funciones” es también reemplazada por: Variables, propiedades, atributos, cantidades, coordenadas, magnitudes, o parámetros.

³⁴ A este primer conjunto pertenecen: P, V, T, U, H, S, G, A.

³⁵ A este segundo conjunto pertenecen: P, V, T, U, S; las tres primeras son funciones medibles. La energía interna, U, es una función postulada por la Primera Ley de la Termodinámica, y la entropía, S, es una función postulada por la Segunda Ley de la Termodinámica.

³⁶ Esta propiedad mecánica se aplica cuando se habla de fluidos, gases y líquidos; cuando se manejan sólidos se habla de esfuerzos.

Dado que en la Física Clásica el impulso corresponde al producto de una fuerza, F , ejercida sobre un objeto durante un espacio muy corto de tiempo, o sea Ft , es claro que la presión es una cantidad intensiva obtenida al dividir una fuerza, cantidad extensiva, entre un área, también cantidad extensiva.

El primer término de la derecha en la ecuación anterior, es a su vez directamente proporcional tanto al número de partículas de gas confinadas, N , como a la velocidad promedio de dichas partículas, s , e inversamente proporcional al volumen ocupado por el gas. Adicionalmente, el segundo término de la derecha en la ecuación anterior, tiene las mismas dimensiones que el producto masa por velocidad de la partícula, ms .

En estas condiciones podemos escribir:

$$P_{abs} \propto \left(\frac{Ns}{V} \right) (ms) \quad P_{abs} \propto \frac{N}{V} (ms^2)$$

El producto ms^2 es proporcional a la energía cinética promedia de las partículas del gas, la cual de acuerdo con las suposiciones³⁷ en las que está basada la Teoría Cinética de los Gases, es directamente proporcional a la temperatura absoluta de la colección de partículas de la muestra gaseosa, por lo cual se obtiene que:

$$P_{abs} \propto \frac{NT_{abs}}{V} \quad (\text{Ecu. 2})$$

Dado que el número de partículas de gas, N , también es directamente proporcional al número de moles del gas, n , al introducir la constante de proporcionalidad, R , denominada constante universal de los gases ideales, se obtiene finalmente la famosa ecuación de estado del gas ideal o gas perfecto:

$$P_{abs} V = n R T_{abs} \quad (\text{Ecu. 3})$$

³⁷ Las suposiciones en las cuales está basada la Teoría Cinética de los Gases son esencialmente cuatro (4), a saber [2, pp. 144, 145]:

- El volumen real de las moléculas es despreciable comparado con el espacio libre entre ellas.
- En un gas perfecto no hay fuerzas atractivas entre las moléculas.
- Dado lo anterior, las moléculas de un gas presentan un movimiento rectilíneo, y adicionalmente rápido (a 0 °C la velocidad promedio de las moléculas de O_2 es de alrededor de 1600 km/h) y aleatorio; en otras palabras el movimiento de las moléculas es caótico (etimológicamente la palabra "gas" se deriva de la misma raíz latina, chaos, que la palabra "caos" [3, p. 76]; la palabra "gas" fue inventada por el científico Jan Baptista Van Helmont (Bélgica, 1577-1644) en el siglo XVII [4]), y éstas chocan elásticamente contra las otras moléculas y contra las paredes del recipiente.
- Por último, existe una distribución de energías cinéticas, y la energía cinética promedia de todas las moléculas de la muestra es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

la cual se cumple satisfactoriamente tanto para gases puros como para mezclas de gases a bajas presiones y altas temperaturas.

3.2.1 ¿Cómo se Mide la Presión?

En muchas aplicaciones se cometen errores con el valor numérico de las presiones; cuando se trabaja con la ecuación de estado del gas ideal, la presión (y también la temperatura) tiene que ser absoluta. Sin embargo, los instrumentos que se utilizan para medir la presión indican una presión relativa la cual puede ser positiva, cero o negativa; la Figura 3.1 sirve para aclarar estos conceptos.

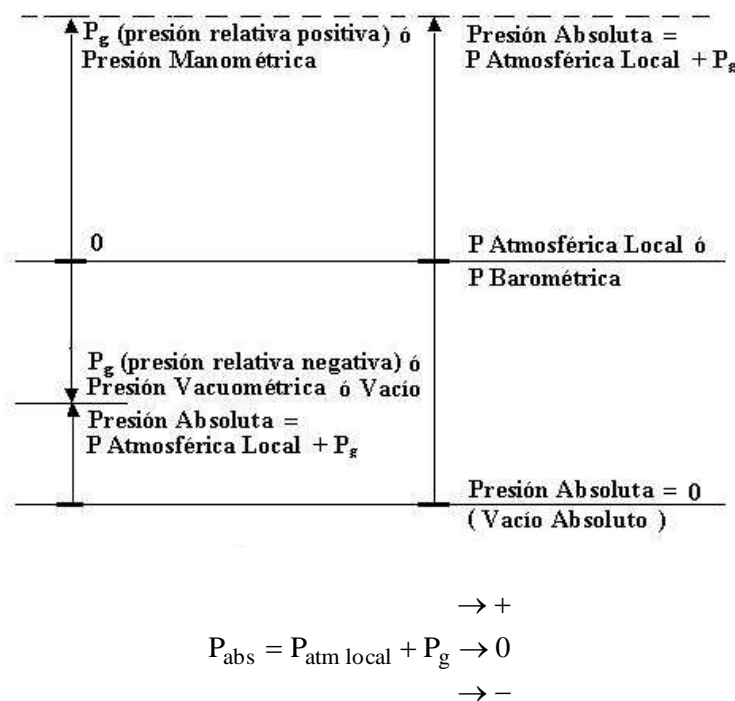


Figura 3.1: Medición de la Presión

Si se mide la presión con respecto al nivel de referencia donde la presión absoluta es igual a cero, dicha presión será absoluta³⁸, como es el caso de la presión atmosférica medida con un barómetro. Pero si se utiliza por ejemplo un manómetro del tipo Bourdon, este instrumento indicará la diferencia entre la presión del fluido y la

³⁸ La presión absoluta siempre es positiva.

presión exterior (la cual es usualmente la presión atmosférica local); esta diferencia es la presión manométrica³⁹.

Para una mayor claridad, cuando se da un valor numérico de presión, se debe especificar el punto de referencia, así:

psia : presión en lb(f)/pulg² absoluta

psig : presión en lb(f)/pulg² manométrica

kPa (abs) : presión en kilopascales absoluta

3.2.2. Ley De Boyle

El enunciado matemático de esta ley, ecuación de estado más antigua de los gases ideales, obtenida mediante la conducción de procesos de compresión isotérmica de una masa fija de gas (sistema termodinámico cerrado) por parte de los investigadores Robert Boyle (1662) [7, p. 16] y Edme Mariotte, es el siguiente:

$$(P_{\text{abs}})(V) = K_T \quad (\text{Ecu. 4})$$

Donde K_T es una constante que depende de la temperatura de trabajo. Puede verse fácilmente que esta ecuación es el lugar geométrico de una familia de hipérbolas rectangulares denominadas líneas isotermas de Boyle, las cuales se extienden asintóticamente en el primer cuadrante del plano de coordenadas P_{abs} contra V ; en la medida en que la temperatura aumenta la curva correspondiente estará más alejada del origen y de los ejes de coordenadas.

3.3.3 Tipos De Presión

3.3.3.1 Presión Atmosférica Local

La presión barométrica o presión atmosférica local es una función de la altura topográfica s. n. m. (sobre el nivel del mar) y de las condiciones climatológicas de una localidad. El concepto de atmósfera estándar o normal fue concebido por primera vez en la década de 1920, y desde entonces muchos comités y organizaciones nacionales e internacionales han mantenido este patrón. La atmósfera normal aceptada actualmente se basa en un informe publicado en 1962 y actualizado en 1976, en el que se define la denominada atmósfera estándar de Estados Unidos de América, que es una representación idealizada de las condiciones medias a lo largo de todo el año de la

³⁹ Hemos de ver que el valor de la presión absoluta corresponde al valor de la presión atmosférica local más el valor de la presión relativa, tal como se indica en la Figura 3.1.

atmósfera terrestre a una latitud media [5]. El valor de la presión atmosférica estándar corresponde a: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr} = 29.92 \text{ inHg} = 14.7 \text{ psia} = 0.0 \text{ psig} = 101.325 \text{ kPa} = 10.33 \text{ mH}_2\text{O}$ (metros columna de agua) $= 33.9 \text{ ftH}_2\text{O}$ (pies columna de agua).

En algunos lugares del planeta se obtienen presiones barométricas mayores que la presión atmosférica estándar, tal es el caso de un país como Holanda y del mar muerto, el cual es el lugar más bajo de la corteza terrestre, a 390 m bajo el nivel del mar [6].

3.3.3.2 Presión de Vacío

Presión menor a la presión atmosférica, medida por abajo de la presión atmosférica. Cuando el vacío se mide con respecto a la presión atmosférica se le conoce como presión negativa, el vacío también puede medirse con respecto al "cero absoluto" como una presión absoluta menor a la presión atmosférica [1].

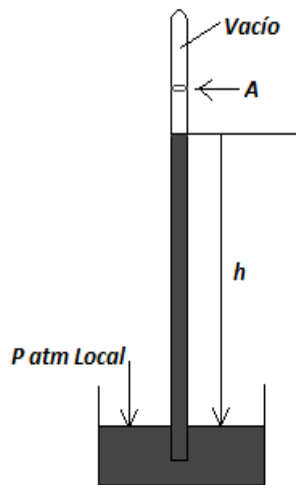


Figura 3.2: Medición de la presión atmosférica con un manómetro de mercurio

3.3.3.3 Presión absoluta [1]

Presión que se mide a partir de la presión cero de un vacío absoluto.

3.3.3.4 Presión relativa (manométrica) [1]

Presión mayor a la presión atmosférica, es la presión medida con referencia a la presión atmosférica, conocida también como presión relativa o presión positiva.

3.3.4 Tipos de Manómetros Comunes [1]

El manómetro es el instrumento local utilizado para medir presión y su elemento sensor generalmente es un Bourdon. Los manómetros contienen órganos medidores que se deforman bajo la influencia de una presión elástica. Este movimiento se transmite a un mecanismo indicador. Debido a su resistencia y fácil manejo, los manómetros están ampliamente difundidos en el campo de la medición de presión. Los órganos medidores están contruidos normalmente con aleaciones de cobre o aceros aleados.

3.3.4.1 Manómetro de U

El manómetro de "U" conforma un sistema de medición absoluto y no depende de calibración por lo que se considera un patrón de medición de presión. Su desventaja principal es la longitud de tubos necesarios para una medición de presiones altas y no se utiliza en un sistema de transmisión remota.

3.3.4.2 Vacuómetro

La palabra vacuómetro se obtiene a partir de la palabra latina "vacuum" que significa vacío y la palabra griega "métron". Sirve para medir presiones inferiores a la atmosférica (Vacío).

3.3.4.3 Manómetro de Bourdon

Este manómetro, tal vez el más común en plantas de procesos que requieran medición de presiones, consiste de un tubo metálico achatado y curvado en forma de "C", abierto sólo en un extremo. La presión a medir actúa sobre la cara interior del tubo, con lo que la sección oval se aproxima a la forma circular. Mediante el acodamiento del tubo de Bourdon se producen tensiones en el borde que flexionan el tubo. Los manómetros de tubo de Bourdon se utilizan para presiones de medición de 0,6 bar a 4000 bar, principalmente en las clases 0,6 a 2,5.

Algunos ejemplos de manómetros domésticos son: La "válvula" de una olla a presión, el instrumento para medir la presión del aire de los neumáticos de las llantas de los vehículos, y el tensiómetro utilizado por los médicos para determinar la presión arterial de los pacientes.

3.3. PRÁCTICA 1: PRINCIPIO DE OPERACIÓN DE UN MANÓMETRO DE BOURDON

Objetivo

Comprender el principio de funcionamiento de un manómetro de Bourdon

Introducción

La práctica propuesta a continuación es netamente demostrativa. Se pretende exponer el principio de funcionamiento de un manómetro de Bourdon el cual es un indicador de medida que se puede construir para medir presiones bajas o elevadas.

Materiales y Equipos

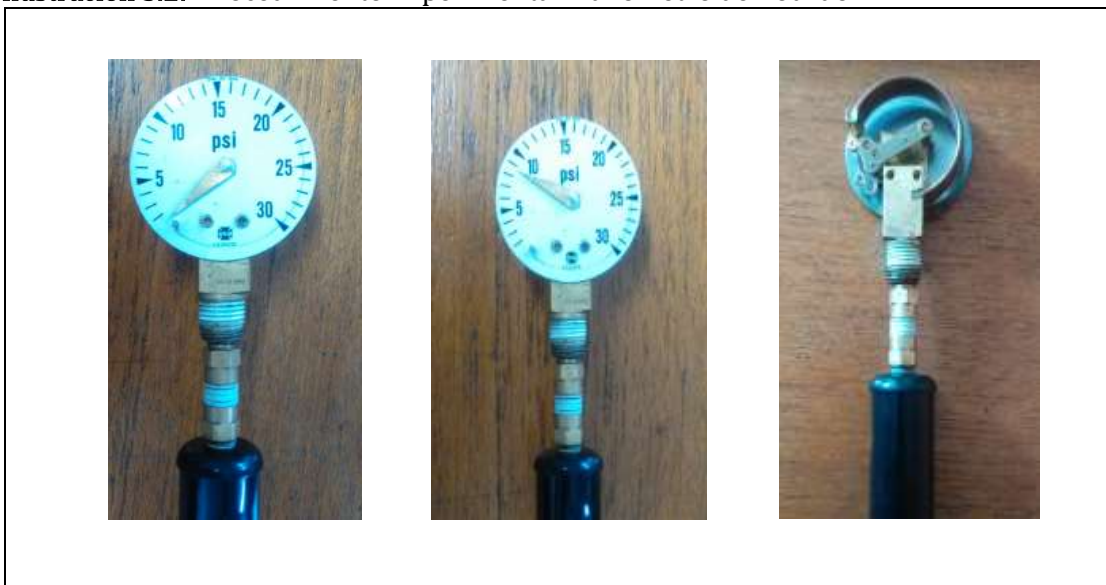
Ilustración 3.1: Materiales y Equipos para Manómetro de Bourdon



El equipo utilizado para esta práctica, consiste en una “bomba” o inflador manual para bicicletas al cual se le instaló en su extremo un acople rápido para manguera de 6 mm, con rosca de 5 mm. Un manómetro de tubo de Bourdon de bajo costo de 0 a 30 psi al cual le fueron retiradas algunas piezas con el fin de poder visualizar el mecanismo interno. Al manómetro se le adaptó también un acople rápido para manguera de 5 mm. Los acoples se unieron mediante un corto tubo plástico de 5 mm de diámetro exterior esto con el objetivo de que el instrumento quede unido firmemente al inflador.

Procedimiento Experimental

Ilustración 3.2: Procedimiento Experimental Manómetro de Bourdon



Verificar que la aguja de manómetro se encuentre completamente abajo.

- Tomar el mango del inflador de bicicleta y hacer un movimiento de inyección ligero. Observar como la aguja empieza a moverse lentamente.
- Realizar esta operación varias veces con el fin de observar el movimiento de todo el sistema mecánico del mismo.
- Como análisis de datos, explicar los fenómenos observados durante la práctica.

3.4. PRÁCTICA 2: PRINCIPIO DE OPERACIÓN DE UN GATO HIDRÁULICO

Objetivo

Comprobar experimentalmente en pequeña escala el principio de funcionamiento de un gato hidráulico.

Introducción

El gato hidráulico o prensa hidráulica consiste en dos cuerpos de bomba de diámetros distintos, en donde se mueven los émbolos correspondientes. En operación, sea una fuerza externa de magnitud F_1 dirigida hacia abajo sobre el émbolo izquierdo (entrada) cuya área es A_1 . Un líquido incompresible en el dispositivo produce entonces una fuerza de magnitud F_2 hacia arriba sobre el émbolo derecho (o de salida) cuya área es A_2 . La Fuerza F_1 aplicada a la izquierda y la fuerza F_2 a la derecha, producen un cambio en la presión del líquido que está dada por la ecuación:

$$F_1 = F_2 \quad (\text{Ecu. 5})$$

$$A_1 = A_2 \quad (\text{Ecu. 6})$$

Generalmente la fuerza F_1 se aplica por medio de una palanca hidráulica (o mediante un compresor) incrementando la fuerza de aplicación mediante una distancia dada, transformando la fuerza en otra más grande F_2 , aunque el recorrido del émbolo sea menor. Es por ello que el dispositivo denominado gato hidráulico nos permite levantar grandes pesos moviendo repetidamente una palanca acoplada para obtener la fuerza deseada [8, p. 54].

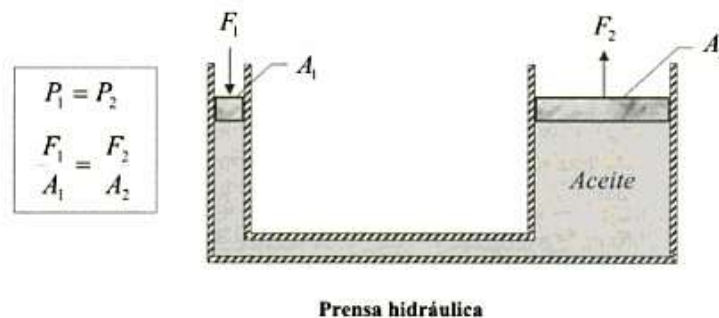


Figura 3.3: Principio de Funcionamiento de un Gato Hidráulico
Tomada de [8, p. 54]

Materiales y Equipos

Ilustración 3.3: Materiales y Equipos para Gato Hidráulico



El equipo construido para el desarrollo de esta práctica consta de dos jeringas de diferente diámetro (2 y 60 mL respectivamente), las cuales son unidas con una manguera transparente de pequeño diámetro (de las usadas en los equipos de venoclisis). La manguera se ajusta a los extremos de las jeringas (conos para las agujas) ejerciendo una ligera fuerza para que esta se expanda y se ajuste al diámetro de las mismas; con esto se asegura que la conexión entre la manguera y el cono para la aguja sea completamente hermética para que no se presenten posibles derrames del líquido interior al realizar el desplazamiento de los émbolos.

Para el llenado del sistema con agua, se sugiere retirar el embolo de la jeringa de menor diámetro y succionar aproximadamente 15 mL de agua. Luego, se coloca la jeringa pequeña en posición vertical y se oprime completamente el embolo de la jeringa de mayor diámetro para retirar todo el aire del sistema. Con lo anterior se garantiza el máximo desplazamiento que podría tener el émbolo de la jeringa pequeña.

Posteriormente se coloca con cuidado el embolo de la jeringa pequeña procurando que la cantidad de aire presente sea mínima.

Procedimiento Experimental

- Realizar movimientos repetitivos del émbolo de la jeringa grande a la jeringa pequeña y comprobar la diferencia de fuerzas que se deben ejercer para desplazarlos de un lado a otro. Se percibirá que es necesaria mayor fuerza para mover el émbolo pequeño que el grande.

Análisis de datos

1. Describa con sus propias palabras el fenómeno observado.
2. Liste algunos equipos o aplicaciones de este fenómeno a nivel industrial.

3.5. PRÁCTICA 3: OPERACIÓN DE VACIADO DE UN TANQUE SELLADO

Objetivo

Observar el fenómeno de presión de vacío con el vaciado de un tanque de agua sellado de baja capacidad.

Introducción

A nivel industrial, se recomienda realizar el vaciado de líquido de tuberías y tanques colocando el sistema a presión atmosférica para evitar la formación de presiones negativas o vacío. Se han presentado casos de implosión de tanques y tuberías al desconocer esta recomendación. Por ello, el llenado de tuberías y tanques con líquidos debe hacerse colocando el sistema a la presión atmosférica para permitir el venteo del aire que se encuentra en el interior [9, p. 254].

Materiales y Equipos

Ilustración 3.4: Materiales y Equipos para Vaciado de un Tanque



El equipo usado para el desarrollo de esta práctica consta de una botella plástica, a la cual se le realizaron diversos acoples para válvulas de vaciado de agua y escape de aire.

En la parte superior, fue instalada una pequeña válvula (de las usadas en la llantas de bicicleta) para el escape del aire. En la parte inferior, se adaptó una válvula de cierre rápido para la salida del agua, la cual va conectada a una manguera de desagüe, que permitirá la salida del agua hacia una probeta receptora.

Descripción del Procedimiento

Ilustración 3.5: Procedimiento Experimental Vaciado de un Tanque



- Se añade a la botella una cantidad de agua que alcance aproximadamente la mitad de su volumen. Ésta se ubica en el soporte para el vaciado, el cual consiste en un soporte universal y un aro metálico de área grande.
- Se abre la válvula inferior permitiendo la salida del agua por la manguera de desagüe hasta que se empiece a observar la creación de vacío.
- Reducir la salida del agua con la válvula inferior para evitar la formación de un gran vacío que pueda generar implosión de la botella.
- Cuando se alcance a apreciar considerablemente en vacío cerrar la válvula inferior.
- Para recuperar la forma inicial del recipiente abrir la válvula superior para nivelar la presión dentro del recipiente.
- Como análisis de datos, explique con sus propias palabras el fenómeno observado.

3.6. PRÁCTICA 4: LEY DE BOYLE

Objetivo

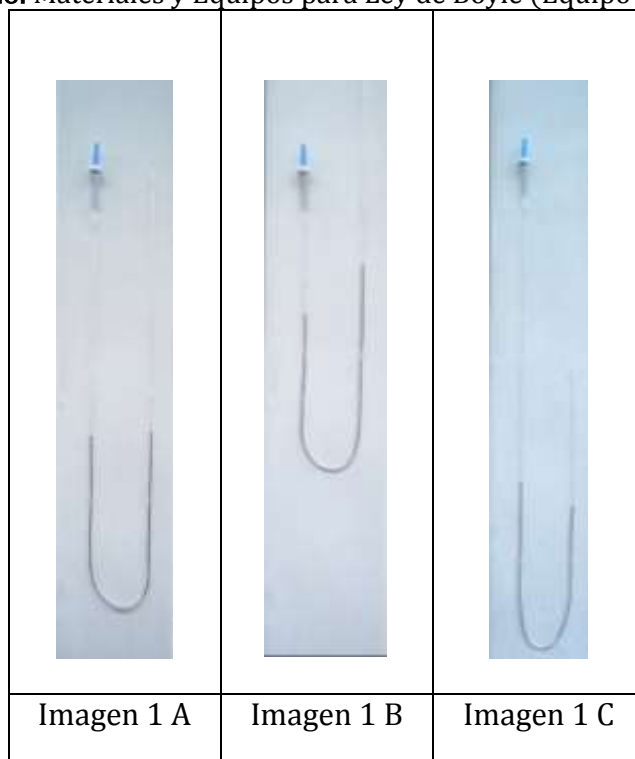
Comprobar experimentalmente la Ley de Boyle con el uso de un equipo de venoclisis⁴⁰

Introducción

Se propone un económico método experimental a ser usado cualitativamente, basado en el uso de un equipo para administración de soluciones parenterales o equipo de venoclisis de macrogoteo. Con el presente método es posible que los estudiantes universitarios que están tomando el primer curso de Química General puedan resolver sin ninguna dificultad problemas tan realistas como el planteado por Petrucci [11, p. 221] y otros el cual no es más que una comprobación de la Ley de Boyle $(P_{abs})(V) = K_T$, a partir de los mismísimos datos experimentales reportados por éste.

Materiales y Equipos

Ilustración 3.6: Materiales y Equipos para Ley de Boyle (Equipo de Venoclisis)



⁴⁰ Dispositivo que sirve para la aplicación vía intravenosa de soluciones inyectables de productos farmacéuticos u otros fluidos [10].

El equipo para el desarrollo de esta práctica consta un equipo de venoclisis de macrogoteo. Este está provisto de sendos tapones en sus extremos, al cual se le agrega cuidadosamente una pequeña cantidad de mercurio utilizando una jeringa hipodérmica desechable.

En la parte superior del extremo izquierdo de éstas aparece el tapón de cierre hermético de la cámara de macrogoteo; puede verse la longitud (altura) entre este punto y el correspondiente nivel de mercurio (línea oscura), la cual es un indicador del volumen ocupado por la masa fija de aire atmosférico confinada en esta parte del equipo. Al observar el conjunto de las tres (3) imágenes, salta a la vista la diferencia que existe entre tales longitudes (volúmenes). También se aprecia claramente la diferencia que existe en cada caso entre los niveles del mercurio en los dos (2) terminales del equipo de venoclisis.

Procedimiento Experimental

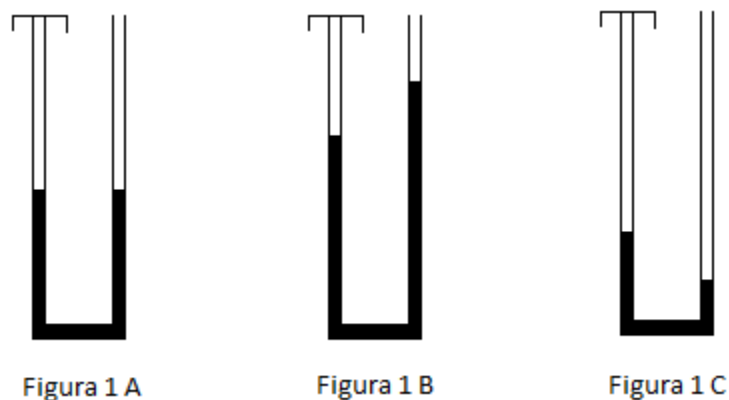


Figura 3.4: Procedimiento Experimental Ley de Boyle

- Inicialmente (Ver Figura 1 A) se toma la manguera y al destapar simultáneamente los dos (2) extremos de ésta se igualan las dos (2) columnas de mercurio, por cuenta de la presión barométrica o presión atmosférica local.
- A continuación se procede a colocar cuidadosamente el tapón en el extremo izquierdo del equipo, con lo cual queda confinada una masa fija de aire atmosférico en la cámara de goteo y en la porción de manguera adyacente, sin que se registre ninguna variación en la altura de las columnas de mercurio con respecto a un plano de referencia.

En este punto la presión relativa o presión manométrica del aire confinado es igual a cero, por lo cual la P_{abs} de dicho aire es igual a la $P_{atm\ local}$.

- Posteriormente (Ver Figura 1 B) partiendo de la posición anterior, se sube⁴¹ el extremo derecho del equipo de venocllisis que no es más que una manguera de plástico de área seccional constante, el cual está abierto a la atmósfera, obteniéndose una diferencia entre las alturas de los meniscos del mercurio de ambas piernas. Esta primera diferencia corresponde a la presión relativa positiva o presión manométrica del gas confinado, con lo cual la presión absoluta del mismo es la $P_{atm\ local}$ más la presión manométrica obtenida. En este momento se pueden comparar las alturas de las columnas de aire en el extremo izquierdo del equipo de venocllisis en los dos (2) casos analizados, las cuales son un indicativo del volumen ocupado por una masa fija del gas confinado: Se llega fácilmente a la conclusión de que existe una relación de funcionalidad inversa entre la presión absoluta y el volumen.
- Por último (Ver Figura 1 C) partiendo nuevamente de la posición inicial, se baja⁴² el extremo derecho del equipo de venocllisis abierto a la atmósfera, obteniéndose otra diferencia entre las alturas de los meniscos de mercurio en ambas piernas. Esta segunda diferencia corresponde a la presión relativa negativa o presión vacuométrica o vacío del gas confinado, con lo cual la presión absoluta del mismo es la $P_{atm\ local}$ menos la presión vacuométrica obtenida. En este momento se pueden comparar nuevamente las alturas de las columnas de aire en el extremo izquierdo del equipo de venocllisis con las correspondientes presiones absolutas de la masa fija de aire confinado, reafirmando lo expresado por la Ley de Boyle.

Análisis de Datos

Para complementar el trabajo cualitativo de la primera parte, se desarrolla a continuación un caso de estudio por medio del cual se puede obtener la constante de Boyle a unas condiciones dadas.

⁴¹ Esta simple operación hace innecesario agregar cantidades adicionales de mercurio por el extremo abierto del equipo.

⁴² Esta simple operación hace innecesario extraer cantidades de mercurio por el extremo abierto del equipo.

3.7. CASOS DE ESTUDIO

Caso 1.

El enunciado del problema propuesto en el libro escrito por Petrucci y otros, es como sigue [11, p. 221]:

Se muestra un diagrama del aparato original de Boyle. Al inicio del experimento, la longitud de la columna de aire (A) a la izquierda era de 30.5 cm y las alturas del mercurio en los dos (2) extremos del tubo eran iguales. Cuando se agregaba mercurio al extremo derecho del tubo, se producía una diferencia en los niveles de mercurio (B) y el aire confinado en el extremo de la izquierda se comprimía hasta una menor longitud del tubo (volumen menor) como se muestra en la ilustración para $A = 27.9$ cm y $B = 7.1$ cm.

A continuación se relacionan los valores de A y B en cm:

Tabla 3.1: Datos Experimentales de Boyle

A:	30.5	27.9	25.4	22.9	20.3
B:	0.0	7.1	15.7	25.7	38.3
A:	17.8	15.2	12.7	10.2	7.6
B:	53.8	75.4	105.6	147.6	224.6
A:	30.5	27.9	25.4	22.9	20.3
B:	0.0	7.1	15.7	25.7	38.3
A:	17.8	15.2	12.7	10.2	7.6
B:	53.8	75.4	105.6	147.6	224.6

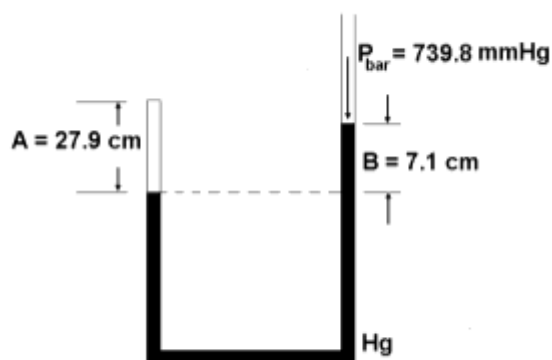


Figura 3.5: Resultados Experimentales de Boyle
Tomada de [11, p. 221]

La presión barométrica cuando se condujo el experimento era de 739.8 mmHg. Suponiendo que la longitud de la columna de aire (A) se proporcional al volumen de aire, muestre que estos datos se ajustan o concuerdan razonablemente bien con la Ley de Boyle.

Solución

$$y = mx + b \quad (\text{Ecu. 7})$$

$$PV = K_T \quad (\text{Ecu. 8})$$

$$P = K_T \left(\frac{1}{V} \right) \quad (\text{Ecu. 9})$$

Tabla 3.2: Resultados Tratamiento Matemático Ley de Boyle

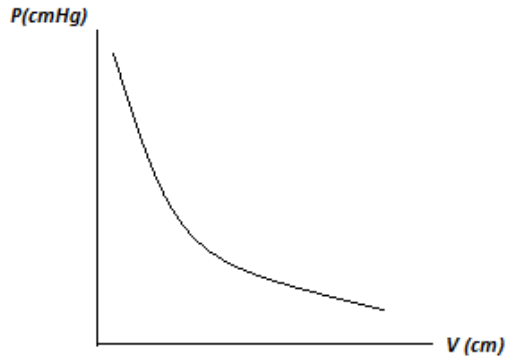
#	P (cmHg)	V(cm)	$\frac{1}{V} (cm^{-1})$	PV(cmHgxcn)	PV(kPaxcn)
1	73.98	30.5	0.0328	2,256.40	30.08
2	81.08	27.9	0.0358	2,262.13	30.16
3	89.68	25.4	0.0394	2,277.87	30.37
4	99.68	22.9	0.0437	2,282.67	30.43
5	112.28	20.3	0.0493	2,279.28	30.39
6	127.78	17.8	0.0562	2,274.48	30.32
7	149.38	15.2	0.0658	2,270.58	30.27
8	179.58	12.7	0.0787	2,280.67	30.41
9	221.58	10.2	0.0980	2,260.12	30.13
10	298.58	7.6	0.1316	2,269.21	30.25

$$\overline{PV} = 2271.34$$

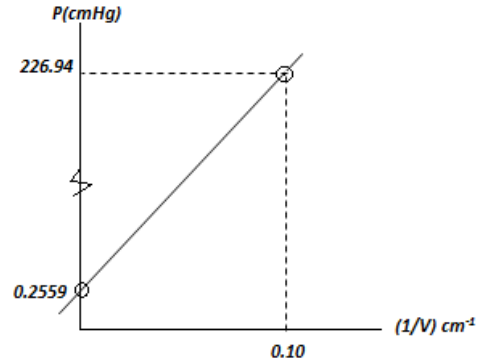
Regresión Lineal:

- Intercepto con el eje P: 0.2559 (fLR)
- Pendiente de la Línea Recta: 2,266.82 ($x \gtrless y$)

$$Pendiente = \frac{226.94 - 0.2559}{0.10 - 0} = 2,266.8410$$



Gráfica 3.1: P - V Ley de Boyle



Gráfica 3.2: P - (1/V) Ley de Boyle

Caso 2.

Un tubo rígido en U con una pierna de 20 in de altura se llena con mercurio hasta una profundidad de 12 in. Se cierra entonces el extremo de la pierna de 20 in, y se agrega mercurio a la otra pierna hasta que se alcanza una profundidad de 14 in en la pierna cerrada. Determinar la profundidad del mercurio en la pierna abierta [12, p. 91].

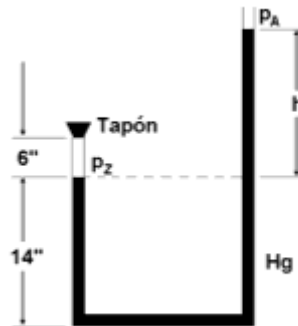


Figura 3.6: Tubo Rígido en U. Descripción de Ejercicio

Solución.

El problema anterior puede resolverse aplicando la Ley de Boyle en el punto inicial, que corresponde a una altura de 12 in de Hg en el extremo izquierdo del manómetro, en el instante mismo en el que se coloca el tapón de corcho. En estas condiciones, dado que el área seccional del tubo es constante, el volumen de la masa fija de aire confinado es directamente proporcional a una altura de 8 in; $P_g \text{ aire} = 0$, y $P_{\text{abs}} \text{ aire} = P_s$ ⁴³.

⁴³ Dado que el problema no suministra el dato correspondiente a la presión barométrica o presión atmosférica local, se supone que ésta es la presión atmosférica estándar, P_s . P_s es la fuerza por unidad de área ejercida por la masa de aire por encima de la superficie terrestre al nivel del mar [13, p 17].

Subsiguientemente se aplica nuevamente la Ley de Boyle en el punto final que es el que aparece en la figura anterior. En estas condiciones, el volumen de la masa fija de aire confinado es directamente proporcional a una altura de 6 in, $P_g \text{ aire} = h \text{ in Hg}$, y $P_{\text{abs}} \text{ aire} = (P_s + h) \text{ in Hg}$.

Igualando el producto $(P_{\text{abs}})(V)$ en los puntos inicial y final, se obtiene que:

$$P_s(\text{in Hg}) 8 (\text{in}) = [(P_s + h) (\text{in Hg})] 6 (\text{in}) \quad (\text{Ecu. 10})$$

Con lo cual $h \approx 10 \text{ in Hg}$ y la profundidad (altura) de mercurio en la pierna abierta es de 24 in Hg.

Caso 3.

Presión atmosférica local: Ley de la distribución barométrica, atmósfera isoterma [14]

Suponemos una atmosfera isoterma (Tratamiento Matemático):

$$\alpha P = -\rho \left[\frac{g}{g_c} \right] dh$$

$$PV = RTn$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$PV = RT \frac{m}{M}$$

$$PV = RT \frac{m}{V}$$

Donde:

P= Presión

M= Masa molecular

T= Temperatura

R= Constante

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

$$\int_{P_s}^P \frac{dP}{P} = - \frac{M}{RT} \left[\frac{g}{g_c} \right] \int_{om}^h dh$$

R y T= Cte.

Ps = Presión Estandar

$$P = P_s e^{-\frac{M}{RT} \left[\frac{g}{g_c} \right] h}$$

(Ecu. 11) Ley de la Distribución Barométrica.

3.8. EJERCICIOS POR RESOLVER

1. Suponiendo que el aire tiene un peso molecular promedio de 28,8 g/mol y que la atmosfera es isoterma a 25 °C, determinar la presión barométrica en Denver Colorado localidad que está a 1 milla por encima del nivel del mar [14, p. 31].

Respuesta: 0.833 atm

2. **Calculo de la presión de diseño de un pequeño cilindro de oxígeno.**

(Las presiones son absolutas a no ser que se indique lo contrario). Se desea almacenar oxígeno en pequeños cilindros de 0.5 pies cúbicos y cada uno contiene 1.0 libras de oxígeno. Si los cilindros pueden ser sometidos a una temperatura máxima de 120 ° F, calcular la presión para la cual deberán ser diseñadas, suponiendo la aplicabilidad de la ley de los gases ideales [15, p. 67].

Respuesta: 389 psi

3.9. LECTURA COMPLEMENTARIA: ¿ESTÁ USTED SEGURO DE QUE LOS MANÓMETROS INDICAN LA LECTURA CORRECTA? [16, p. 539].

Aunque compruebe usted los manómetros con probadores de peso directo, una placa de agua puede alterar del todo la lectura. Yo me he encontrado este problema con suficiente frecuencia como para darles este consejo: cerciórese de que las lecturas estén correctas

Uno de los primeros problemas surgidos cuando me hice cargo de una estación generadora de vapor saturado, de 100000 lbs/hora a 250 psig, fue el calentador desareador⁴⁴. El operario me dijo: “Nunca ha trabajado bien desde que lo instalaron hace seis años”

Nunca podían alcanzar la temperatura de saturación del agua en la parte de almacenamiento del calentador. Le echaban la culpa al “venteo” incorrecto de los gases no condensables.

Me dijeron que la válvula de respiración de $\frac{3}{4}$ ” estaba abierta por completo a todas horas y que siempre se observaba un penacho de vapor. El operario añadió que había probado y vuelto a probar el termómetro en el área de almacenamiento del calentador y el manómetro en el nivel de operación, una y otra vez, en los últimos seis años.

Utilizaron probadores de peso directo para el manómetro y referencias de punto de congelación y ebullición para el termómetro, a fin de lograr exactitud. Incluso calibraron el termómetro con un moderno termopar de hierro-constantano para asegurar la exactitud.

Escuché mientras el operador explicaba que siempre había mantenido, cuando menos, una presión indicada de 5 psig ($p_{abs} = 19.7$ psia, considerando la planta ubicada a nivel del mar) y, empero, la temperatura del agua nunca llegó a las condiciones de saturación de 227 F. La mejor temperatura lograda había sido de sólo unos 213 a 218 F. De vez en cuando había aumentado la contrapresión de la planta a 7 u 8 psi, con la graduación de la válvula de respiración de orificios múltiples, con carga de resorte. Pero esto siempre lo hacían con cuidado extremo y con mucho temor, porque el

⁴⁴ Nota: Deareación: Gases tales como oxígeno, bióxido de carbón y amoníaco que a menudo se encuentran disueltos en el agua, pueden removerse considerablemente, por medio del proceso de deareación. Esto da por resultado que el agua sea menos corrosiva a las superficies del metal con que esté en contacto. En el tratamiento del agua de alimentación a las calderas, debe calentarse a una temperatura de 215 a 300 F y se atomiza o se hace fluir en charolas distribuidoras del deareador, con el objeto de obtener una gran área de superficie del agua [17].

representante del fabricante les había advertido que no excedieran nunca de 5 psi, pues ocurriría vaporización instantánea (flashing) en la succión de la bomba de alimentación.

Fue entonces cuando llegó un ingeniero joven, recién graduado. Hizo una explicación de la ley de Dalton de las presiones parciales, la corrección de error en las tablas de Keenan y Keyes y, luego, se engolfó en los coeficientes de fricción de rotación y fricción deslizable a considerar al utilizar el probador de peso muerto. Para redondear su perorata, hizo una erudita disertación sobre los termómetros de mercurio. Yo me quedé impresionado.

Mientras lo escuchaba, me acordé de una de las preguntas comunes en el examen para licencia de maquinista naval. Tenía que ver con la relación entre la presión de vapor indicada bajo cubierta en el cuarto de máquinas y la presión en el manómetro en la oficina del jefe de máquinas que estaba a 20 metros sobre la cubierta.

El manómetro para este calentador de la estación central estaba unos 10 pies debajo del calentador (Ver Figura 3.7). No se había tenido en cuenta la placa de agua⁴⁵.

Como me imaginé que este manómetro lo habían calibrado con el probador de peso con suficiente frecuencia para que estuviera exacto, pedí al operador desmontar el manómetro del tablero e instalarlo en la tubería de entrada de vapor al calentador, a unos 10 pies encima de su lugar habitual.

Luego, gradué la válvula de respiración de contrapresión, de orificios múltiples, para tener una lectura de 5 psi en el manómetro. Cuando me iba, le dije al operario que observara el termómetro en el calentador dentro de unos 20 minutos y me dijera la lectura, la cual debería ser muy cercana a 227 F.

Veinte minutos más tarde sonó mi teléfono. Era el operador. “No podemos cambiar ese manómetro” me dijo, pues lo necesitamos en la plataforma de operación.

Correcto, repuse. Dígale al departamento de instrumentos que aplique un error predeterminado en el manómetro para compensar la placa de agua de 10 pies y que lo vuelvan a instalar en el tablero de operación.

⁴⁵ El autor se refiere al efecto de la columna de líquido condensado que va desde el deaerador hasta el punto donde se ubicó el manómetro (10 pies de altura).

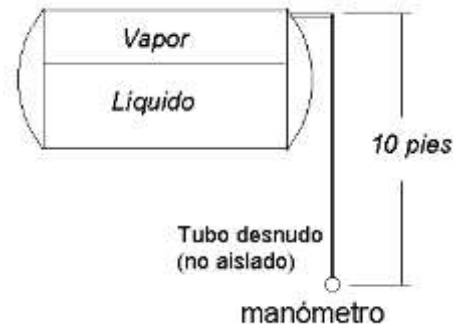


Figura 3.7: Esquema simplificado del Equipo

En años recientes, me he topado con esta situación de la placa de agua en muchas plantas. La ocasiona el peso del vapor condensado que se recolecta en el tubo terminal lo cual aumenta la presión real de vapor en el recipiente. En ocasiones, el problema está en los manómetros de la caldera, cuando el tambor de la caldera está a 20 ó 25 pies encima del nivel de fuego. Otro problema surge con las válvulas de control operadas por diafragma, cuando el tubo para señal está amarrado en el cabezal de vapor unos 10 a 20 pies encima de la válvula.

Los maquinistas de planta, a menudo, olvidan el hecho de que cambia el peso cuando el vapor se condensa en las tuberías de vapor.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] SÁNCHEZ, MORALES Armando. "Instrumentación Básica De Procesos Industriales. Medición De Presión". Mayo del 2007. Archivo PDF. Tomado de: <file:///C:/Users/Equipo/Desktop/PRESION%20ISA.pdf>.
- [2] SIENKO, Michell J., and PLANE, Robert A. "Chemistry" Second Edition. New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1961.
- [3] ATKINS, P. W. "La Segunda Ley" Primera Edición. Barcelona: Prensa Científica, S.A., 1992.
- [4] Tomado de: Drae: <http://www.rae.es/>
- [5] MUNSON, Bruce R. et. "Fundamentos de Mecánica de Fluidos". México D. F.: Editorial Limusa, S. A. de C. V. Grupo Noriega Editores, 1999, Capítulos 1 y 2.
- [6] Tomado de: <http://www.astroseti.org/vernew.php?codigo=573>
- [7] MARON, Samuel H., y PRUTTON, Carl F. "Fundamentos de FisicoQuímica". México, D. F.: Editorial Limusa, 1982.
- [8] VALERA, Agustín; NEGRETE, José Pedro. "Apuntes de física general". Universidad Nacional Autónoma de México. Facultad de Estudios Superiores, Acatlán. México: 2005.
- [9] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSFA IZA, Yamal. "Guías prácticas para sistemas de flujo". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 40, 2008.
- [10] Tomado de :
http://www.dares.minsa.gob.pe/portal/upload/doc/programacion/2014/DispositivosMedicos/35EquipoDeVenocclisis_Uni.pdf
- [11] PETRUCCI, Ralph H., et al. "General Chemistry: Principles and Modern Applications" Ninth Edition. Upper Saddle River, NJ: Pearson Prentice Hall, 2007.
- [12] HIMMELBLAU, David M. Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering, 6th Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall PTR, 1996.
- [13] TINOCO, Jr. Ignacio, et al. Physical Chemistry: Principles and Applications in Biological Sciences, Third Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1995.
- [14] CASTELLAN, Gilbert W. "Physical Chemistry" Second Edition. Manila: Addison-Wesley Publishing Company, 1973.

[15] HOUGEN, Olaf A., et al. "Chemical Process Principles Part I: Material and Energy Balances", Second Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1959.

[16] ELONKA, Stephen Michael. "Operación de plantas industriales: manual práctico para la operación, mantenimiento y reparación de equipos y sistemas". 3a Ed. México : McGraw-Hill Companies Inc., 1983.

[17] SWIFT, Charles Donald. Plantas de Vapor. Arranque, Prueba y Operación. México: Compañía Editorial Continental S.A. 1979.

4. VOLUMEN

4.1. INTRODUCCIÓN

Como se ha mencionado en temas anteriores, las propiedades termodinámicas pueden clasificarse en dos categorías generales: extensivas e intensivas. Una propiedad se llama propiedad extensiva si su valor para un sistema es la suma de los valores correspondientes a las partes en que se subdivide. Por ello, el volumen es una propiedad extensiva, y depende, por tanto, del tamaño o extensión de un sistema [1, p. 7].

El volumen de una sustancia líquida o sólida no se ve afectado por los cambios de forma o el grado de subdivisión de la sustancia. Por ejemplo, cuando un líquido contenido en un recipiente se vierte en otro, su volumen permanece invariable independientemente de cuál sea la forma del mismo. Análogamente, cuando un sólido o un líquido se separa en porciones menores, el volumen combinado de las porciones será igual al volumen original [2, p. 23].

4.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

El volumen y la masa son las medidas primarias de la cantidad de materia de un sistema. El volumen es una propiedad extensiva y geométrica, cuyo valor se caracteriza por una longitud multiplicada por un ancho multiplicados por una altura, que se describe simplemente como “longitud al cubo”.

El volumen se representa con la letra V y se expresa en unidades de metros cúbicos (m^3). Otras unidades que se pueden usar para expresar el volumen son los litros (L) y los centímetros cúbicos (cm^3 o cc). En el sistema inglés, las unidades comunes de volumen son pies cúbicos (pie^3), galones (gal) y pulgadas cúbicas ($pulg^3$) [3, p. 44].

4.2.1 Volumen Específico

Frecuentemente se desea conocer el volumen ocupado por la unidad de masa del sistema. A eso se le llama *volumen específico*, y es una propiedad intensiva indicada por la letra v . Si la materia es homogénea, entonces:

$$v = \frac{V}{m} \quad (\text{Ecu. 1})$$

Se describirá el volumen específico con unidades de metros cúbicos por kilogramo (m^3/Kg) o litros por kilogramo (L/Kg). En unidades inglesas, el volumen específico se expresará en pies cúbicos por libra-masa (pie^3/lbm), en pies cúbicos por slug (pie^3/slug) o en galones por libra-masa (gal/lbm) [3, p. 44].

4.2.2 Propiedades Molares Parciales [4, pp. 113- 114]

Una propiedad molar parcial es la contribución (por mol) que una sustancia hace a una propiedad total de la mezcla. La propiedad más fácil de visualizar es el volumen molar parcial, V_J , de una sustancia J, la contribución J hace el volumen total de una mezcla. Se debe estar atento al hecho de que, a pesar de que 1 mol de una sustancia tiene un volumen característico cuando esta pura, 1 mol de una sustancia puede contribuir de manera diferente al volumen total de una mezcla porque las moléculas se empaquetan juntas en diferentes maneras en las sustancias puras y en las mezclas.

El volumen molar parcial en una composición intermedia de la mezcla de etanol/agua es una indicación del volumen que ocupan las moléculas de H_2O cuando están rodeadas por una mezcla de moléculas representativa de la composición global (mitad agua, mitad etanol, por ejemplo, cuando las fracciones molares son ambas de 0,5).

El volumen molar parcial de etanol varía a medida que la composición de la mezcla cambia, porque el entorno de una molécula de etanol cambia de etanol puro a agua pura, como la proporción de agua aumenta el volumen ocupado por las moléculas de etanol varía como consecuencia.

Una vez que se conocen los volúmenes molares parciales V_A y V_B de los dos componentes A y B de una mezcla a la composición (y temperatura) de interés se puede afirmar que el volumen total V de la mezcla mediante el uso de

$$V = n_A V_A + n_B V_B \quad (\text{Ecu. 2})$$

Para verificar esta relación, se considera una muestra muy grande de la mezcla de la composición especificada. Entonces, cuando se añade una cantidad n_A de A, la composición se mantiene prácticamente sin cambios, pero el volumen de la misma incrementa por $n_A V_A$. Del mismo modo, cuando una cantidad de n_B de B es añadida, el volumen aumenta por $n_B V_B$. El aumento total de volumen es $n_A V_A + n_B V_B$. La mezcla ahora ocupa un volumen mayor, pero las proporciones de los componentes siguen siendo los mismos.

Ahora, se toma una porción de este volumen que contiene n_A de A y n_B de B. Su volumen es $n_A V_A + n_B V_B$. Debido a que el volumen es una función de estado, la misma muestra podría haber sido preparada simplemente mezclando la cantidad apropiada de A y B.

En la figura 4.1 se muestran los volúmenes específicos de soluciones de agua-alcohol y los volúmenes específicos parciales de los componentes separados. La salida del volumen específico de una solución de una relación de línea recta indica que el volumen de una solución no es una propiedad aditiva, sino que la contracción en el volumen se produce cuando se mezclan los dos componentes. A concentraciones de alcohol por encima de 28% en peso, cada componente contribuye menos que el volumen específico puro; por debajo del 28%, el agua contribuye más que su propio volumen específico puro y el alcohol menos [5, p. 333].

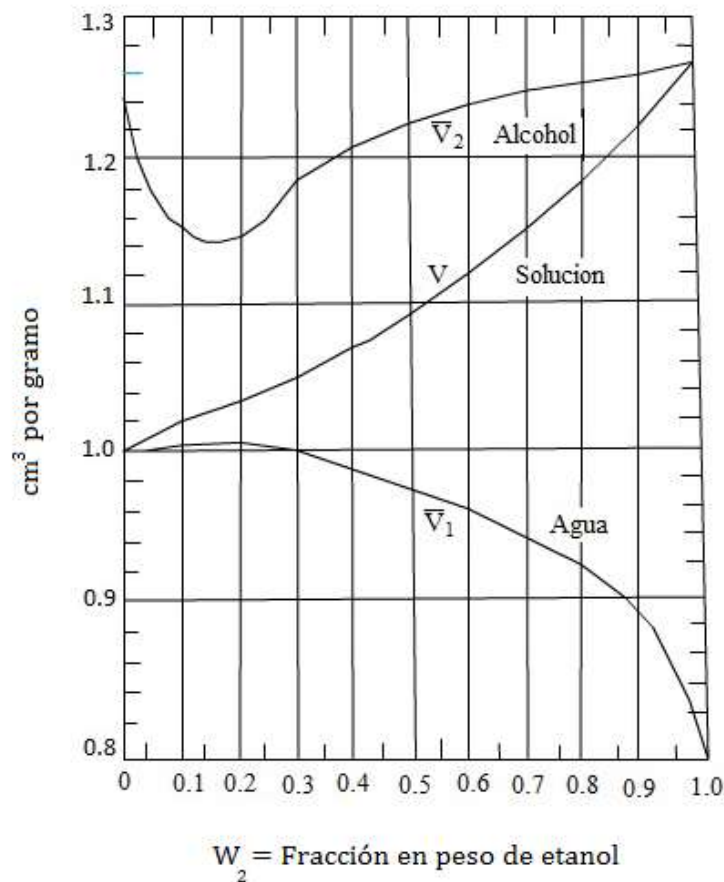


Figura 4.1: Volúmenes Específicos Parciales y Totales del Sistema Etanol-Agua a 20°C
Tomada de [5, p. 333]

4.3. PRACTICA 1: ADITIVIDAD VOLUMÉTRICA

Objetivo

Estudiar y comprender la aditividad y no aditividad volumétrica con un sistema Etanol-Agua.

Introducción

Como bien se sabe, la materia (toda la materia) se clasifica en dos grupos, a saber: Sustancias puras (elementos químicos, y compuestos químicos) y mezclas (mezclas homogéneas o soluciones, y mezclas heterogéneas). Desde el punto de vista de las primeras la no aditividad de los volúmenes no representa ningún problema. Este aparece en la Termodinámica de Soluciones a la hora de expresar la composición o concentración de una solución líquida binaria que se prepara a partir de un volumen dado de un soluto líquido y de otro volumen dado de un solvente líquido, en términos de un cociente que puede ser, por ejemplo, masa (convencional en g, o química en g/mol) de soluto a volumen de solución, o de un cociente volumen de soluto (ya en solución) a volumen de solución.

Los volúmenes molares parciales de los componentes de una mezcla se requieren debido a la no aditividad de las propiedades extensivas en los sistemas reales, y varían con la composición debido a que el entorno de cada tipo de molécula cambia cuando la composición pasa de agua pura a etanol puro [6, p. 251].

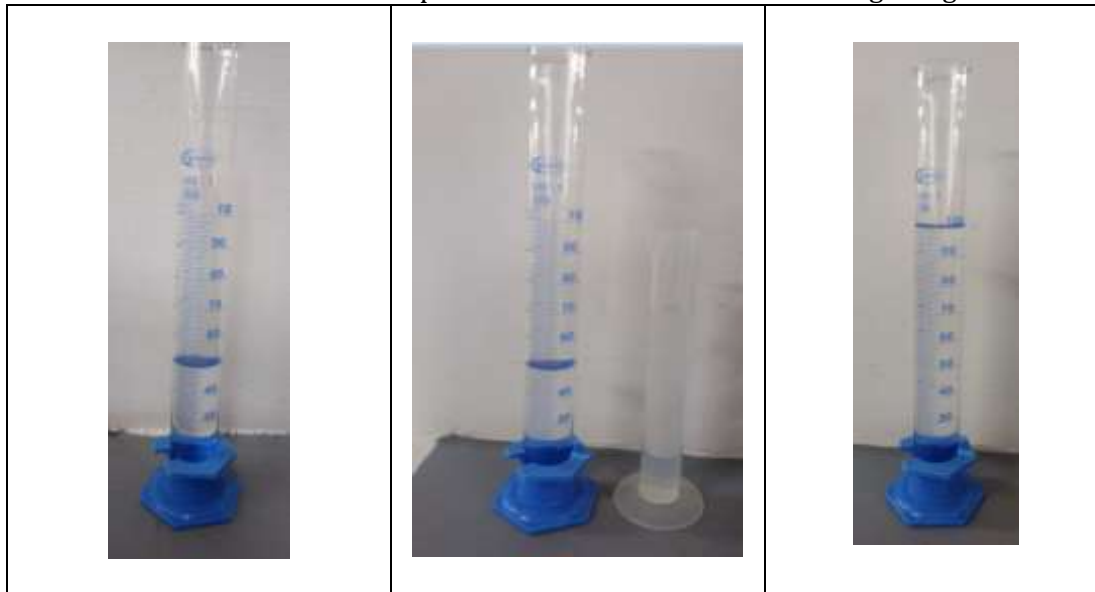
Materiales y Equipos

- Probetas de 50 y 100 mL
- Etanol
- Agua destilada

Procedimiento Experimental

Aditividad:

Ilustración 4.1: Procedimiento Experimental de Aditividad: Sistema Agua-Agua



- Se miden inicialmente 50 mL de agua destilada en una probeta.
- Luego, se miden otros 50 mL de agua, los cuales serán combinados con los medidos inicialmente.
- Combinar ambas cantidades y homogenizar la mezcla. Se observara entonces que para este caso la suma de los dos volúmenes es perfectamente aditiva.

Ilustración 4.2: Procedimiento Experimental de Aditividad: Sistema Etanol-Etanol



- Se miden inicialmente 50 mL de etanol en una probeta.
- Luego, se miden otros 50 mL de etanol los cuales serán añadidos a los 50 mL medidos inicialmente.
- Combinar ambas cantidades y homogenizar la mezcla. Se observara, que igual que el caso anterior la suma de los dos volúmenes es perfectamente aditiva.

No aditividad:

Ilustración 4.3: Procedimiento Experimental de No Aditividad: Sistema Etanol-Agua



- Se miden inicialmente 50 mL de agua destilada en la probeta de 100 mL.
- Luego, se miden 50 mL de etanol, los cuales se añadirán a la probeta que contiene los 50 mL de agua medidos anteriormente.

- Combinar ambas cantidades y homogenizar la mezcla. Para este caso, se observara que la suma de los dos volúmenes no es perfectamente aditiva.

Análisis de Datos.

1. Con sus propias palabras explique lo ocurrido en cada uno de los casos anteriormente estudiados.
2. Calcule el volumen real de la mezcla (teniendo en cuenta el volumen tomado y las características de las sustancias empleadas) y compárelo con el obtenido experimentalmente. Determine el respectivo porcentaje de error.

4.4. CASOS DE ESTUDIO

Caso 1.

El uso de volúmenes molares parciales

Si se tiene un volumen dado de agua y se adiciona un g/mol de agua, el volumen aumentara en 18 mL; esa cantidad, 18 mL/gmol, es el volumen molar del agua pura. Si se adiciona un g/mol de agua a un volumen dado de etanol, el volumen aumenta solo en 14 mL. La razón de un incremento más pequeño es que el volumen que ocupa un número determinado de moléculas de agua depende de la naturaleza de las moléculas que le rodean. Como hay mucho etanol presente, cada molécula de agua estará rodeada de etanol puro y el empaquetamiento de las moléculas que resulta ocupa solo 14 mL. La cantidad de 14 mL/ gmol es el volumen molar parcial del de agua en etanol [7, p. 17].

4.5. LECTURA COMPLEMENTARIA: CASO DE CUATRO PROBETAS GRADUADAS [8, pp. 992-993]

Resulta necesario hacer mención de dos conceptos que son muy importantes al momento de hablar de mediciones experimentales de la variable volumen; estos dos conceptos son: la Precisión y la Exactitud.

A continuación, se ilustra un ejercicio de laboratorio en el que se utilizan cuatro probetas graduadas, cada una con diferentes especificaciones, para medir el volumen de una cantidad de agua conocida.

El ejercicio consiste de cuatro probetas graduadas, las cuales han sido llenadas con exactamente con 3.420 mL de agua como se ilustran en la Figura 4.2.

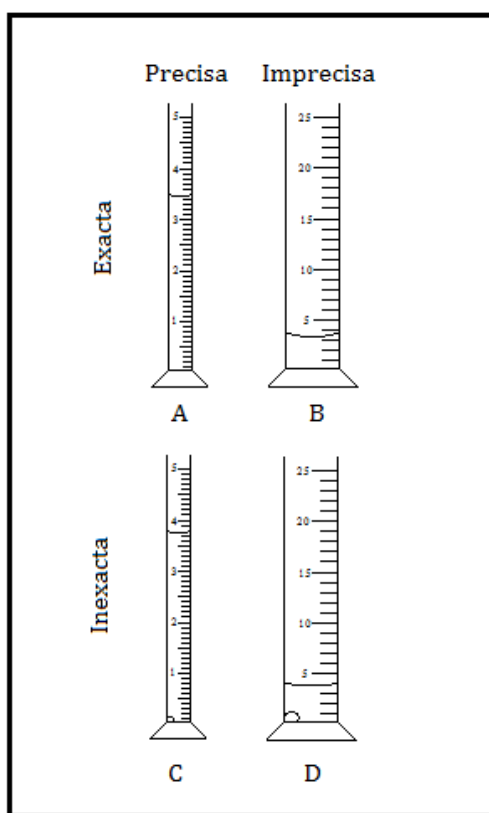


Figura 4.2: Modelo Experimental de Probetas Graduadas
Tomado de [8, p. 993]

Las probetas A y C tienen una capacidad de 5 mL y marcas de graduación en cada una de 0.1 mL; en estas se pueden leer centésimas para estimar la posición del menisco entre las graduaciones.

En cambio, las probetas B y D tienen una capacidad de 25 mL y graduaciones en cada 1 mL; en estas pueden leerse décimas para estimar la posición del menisco entre las graduaciones.

Si se desarrolla el ejercicio de medir el volumen señalado (3.420 mL) en cada una de las probetas, se observará que:

Para la probeta A, realizadas varias mediciones, se registra un valor promedio de 3.422 mL, el cual es considerado como preciso y exacto. Se consideran precisos porque los datos tienen un grado de concordancia entre sí, y que son exactos por que se encuentran de acuerdo con el valor real.

Para la probeta B, se registra un valor promedio de 3.38 mL, este es un resultado menos preciso que los de la probeta A porque es legible sólo al lugar de las décimas. El gran tamaño hace de la probeta B una mala elección para la medición de un pequeño volumen. Sin embargo, esta puede considerarse exacta.

Los resultados de la probeta C, dan como valor promedio 3.658 mL, son tan precisos como los de la probeta A, dada la repetitividad presentada en cada medición, pero son considerablemente menos exactos. Al observar la probeta, se identifica un defecto de fabricación; una pequeña partícula de vidrio se encuentra en su inferior, lo que permite considerar que las mediciones allí realizadas son inexactas dado que este defecto hace que todas las lecturas sean más altas.

Por último, la probeta D da resultados que son tanto imprecisos como inexactos. Es demasiado grande para la tarea y manipulación, y, también, sufre del mismo defecto de fabricación, por la presencia de una partícula de vidrio en su interior.

Es importante aclarar que todos los valores de medición tienen cierta incertidumbre en el último dígito escrito, ya que es una estimación que depende del observador.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] MORAN, Michael J., and SHAPIRO, Howard N. "Fundamentals of Engineering Thermodynamics" New York: John Wiley & Sons, Inc., 2000.
- [2] CROMER, A. "Física: en la ciencia y en la industria". Barcelona: España. Editorial Reverté, S.A.: 2006.
- [3] ROLLE, Kurt C. "Termodinámica" Sexta Edición. Pearson Prentice Hall.
- [4] ATKINS, P. W. "The elements of Physical Chemistry With Applications in Biology" Third Edition. New York: W. H. Freeman and Company, 2001.
- [5] HOUGEN, Olaf A., et al. "Chemical Process Principles Part I: Material and Energy Balances" Second Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1959.
- [6] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSTAFA IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 32, 2006.
- [7] GARGALLO G., Ligia, y, RADIC F., Deodato. "Termodinámica Química" Segunda Edición. México, D.F.: Alfaomega – Ediciones Universidad Católica de Chile, 2000.
- [8] TREPTOW, Richard S. "Precision and Accuracy in Measurements: A tale of Four Graduated Cylinders". Journal of Chemical Education, Vol. 75 No. 8, 1998. JchemEd.chem.wisc.edu.

5. DENSIDAD

5.1. INTRODUCCIÓN

La densidad es una magnitud física importante no solo para la ciencia y tecnología sino también en los procesos industriales. Por ejemplo, la densidad de los sólidos es especialmente importante en la industria de los metales y la industria de los plásticos, así como la de los líquidos es vital en procesos de transportes de fluidos, en control de calidad de alimentos y en el análisis composición de productos de toda índole [1].

Otra aplicación importante, es el caso de la determinación de la concentración de algunos productos químicos como el ácido sulfúrico, en la medida exacta del caudal en gases o vapores, y su medición en un producto final garantiza las cantidades de los ingredientes que intervienen en la mezcla [2].

Adicionalmente, algunas aplicaciones en la industria de alimentos son la determinación de la pureza de la leche de vaca, la medida exacta de la concentración de sal en la elaboración de encurtidos, la calidad de un anticongelante, o el control de líquidos biológicos en los laboratorios de análisis clínicos, entre otras [3, p. 52].

5.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

La densidad ρ se define como la relación entre la masa m y el volumen V que ocupa una sustancia (elemento o compuesto) y, por tanto, se puede calcular a través de la ecuación:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{Ecu. 1})$$

que sirve para cualquier estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso). Como puede verse en la ecuación, las dos magnitudes que se utilizan para el cálculo de la densidad son propiedades extensivas, es decir, dependen de la cantidad de sustancia considerada, por lo que su cociente corresponde a una propiedad intensiva y es, por tanto, particular de cada sustancia en las condiciones en las que se ha determinado. Así, dicha magnitud puede utilizarse para establecer la identidad de sustancias puras desconocidas [3, pp. 52-54].

Las unidades de **densidad absoluta** en el S.I. son el kg / m^3 (g/L) o g / cm^3 (g/mL) en el CGS, aunque en muchas ocasiones se verá escrito g/cc o unidades inglesas lbm/in^3 o lbm/ft^3 . Por otra parte, la **densidad relativa** o **peso específico** de una sustancia D_4^{20} se define como la relación de su masa, generalmente a 20 °C, respecto a la masa volumen igual de agua pura a 4 °C. La densidad específica es por tanto, adimensional [3, p. 52].

Otras unidades de medida de densidad son:

Grados API, empleados para productos petrolíferos, que están normalizados por el American Petroleum Institute.

Grados Baumé, empleados para ácidos, jarabes, etc.

Grados Brix, empleados casi exclusivamente en la industria azucarera. Representan el tanto por ciento en peso de azúcar en solución [2].

La densidad es una propiedad que depende de la presión y sobre todo de la temperatura, al influir en el volumen, por lo que al medir la densidad de una sustancia siempre deben considerarse las condiciones de la medición. Debido a esta variación, se especifica para un valor base de la temperatura que en líquidos suele ser de 0 °C o de 15 °C, y en los gases de 0 °C y para un valor estándar de la presión que en los gases es de 1 atmósfera [2].

En cuanto al orden de magnitud de la densidad, existen grandes diferencias según los distintos estados de agregación; en el caso de los gases es unas 1.000 veces menor que en el caso de líquidos o sólidos, ya que, aunque la densidad es una propiedad de tipo macroscópico, es el reflejo de las características microscópicas de la sustancia y, por tanto, es el reflejo de su estructura y empaquetamiento molecular [3, p. 52].

5.2.1. Algunos Instrumentos Usados para Medir Densidad

5.2.1.1 Picnómetro

Un picnómetro es un pequeño recipiente de vidrio con un tapón esmerilado que termina en un fino tubo capilar en el que existe una señal de aforo para enrasar; así, el volumen ocupado por el líquido en estudio se puede fijar con gran precisión. El volumen del picnómetro se calcula mediante su calibración con agua destilada, sustancia de la que se conoce la densidad a distintas temperaturas.

Estos métodos son muy intuitivos; su principal ventaja es la alta precisión y exactitud de las medidas, mientras que sus principales desventajas son la laboriosidad de los

procedimientos experimentales de medida y los costes elevados de adquisición de material para grupos numerosos [3, p. 54].

5.2.1.2 Areómetros o densímetro

Los areómetros consisten en un flotador lastrado, en su parte inferior, con un vástago superior graduado. El aparato se sumerge hasta que su peso es equilibrado por el líquido que desaloja, hundiéndose más cuando menor sea la densidad del líquido. La exactitud general de los areómetros es del $\pm 1\%$ al $\pm 3\%$ y admiten presiones y temperaturas máximas de servicio de 6 a 8 bar y 120 a 230 °C, respectivamente [2].

Este es un instrumento de uso común no sólo en los laboratorios de análisis; así, por ejemplo, en muchas estaciones de servicio para automóviles se dispone de dos densímetros, uno, para comprobar el estado de las baterías determinando la concentración del ácido que contienen; otro, para comprobar la concentración de anticongelante en el líquido del radiador. Una ventaja importante en el uso de los densímetros radica en el hecho de que, como que flotan hasta un mismo nivel sea cual sea el tamaño del recipiente, no es necesario medir la cantidad de muestra utilizada [4, p. 683].

5.3. PRÁCTICA 1: PRÁCTICA DEMOSTRATIVA SOBRE DENSIDAD⁴⁶

Objetivo

Observar el fenómeno de flotación (diferencias de densidad) con el caso específico del Jabón Ivory.

Introducción

Serendipia⁴⁷ es casualidad, y la ingeniería está llena de ella. Los descubrimientos accidentales no disminuyen el crédito a quienes hicieron el descubrimiento. Como dijo Pasteur: "En el campo de la observación, el cambio favorece sólo a la mente preparada".

Se considera el caso de jabón Ivory, que se destaca entre los innumerables jabones para lavado de manos ya que "flota". El desarrollo de este único jabón fue un accidente. En 1879, un trabajador despistado dejó una máquina en funcionamiento de agitación durante la hora del almuerzo. Fue tanto el aire azotado en el lote de jabón que los fabricantes, Procter y Gamble (P & G), consideraron tirarlo a la basura.

Pero, odiando perder todo un lote de producto, la compañía procesó y vendió el producto en su lugar. Para sorpresa de P & G, un número de clientes solicitó más del jabón que flotaba milagrosamente.

Rápidamente, tras reconocer un punto de venta, Harley Procter, hijo del cofundador de P & G William Procter, de inmediato comenzó a anunciar el nuevo jabón flotante [5. pp. 113-114].

Materiales y Equipos

- Beaker de 1 L
- Jabón Ivory
- Jabón comercial

⁴⁶ Práctica adaptada de: Revista: Chemical Engineerig. February 1996. Paul France. Procter & Gamble. Engineering Creativity.

⁴⁷ Una serendipia es un descubrimiento o un hallazgo afortunado e inesperado que se produce cuando se está buscando otra cosa distinta. También puede referirse a la habilidad de alguien para reconocer que ha hecho un descubrimiento importante aunque no tenga relación con lo que busca. En términos más generales se puede denominar así también a la casualidad, coincidencia o accidente.

Procedimiento Experimental

Ilustración 5.1: Procedimiento Experimental Flotación de Jabón Ivory



- Se llena (casi en su totalidad) un beaker con agua y se añade suavemente el jabón comercial. Se observará que este inmediatamente se va hasta el fondo del recipiente.
- Posteriormente se añade el Jabón Ivory. Este a diferencia del jabón comercial, quedará suspendido en la superficie y, trascurrido algunos minutos, empezará a disolverse sin hundirse. Como análisis de datos, explique con sus propias palabras el fenómeno observado.

5.4. PRÁCTICA 2: DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE UN MATERIAL SÓLIDO.

Objetivo

Determinar la densidad de un material sólido (Polímero PET) utilizando un picnómetro.

Introducción

Una misma masa de un determinado compuesto ocupa volúmenes diferentes si este se encuentra en estado gaseoso, líquido o sólido. Esto significa que la Densidad de un compuesto varía al pasar de un estado de agregación a otro. Puesto que la masa es la misma, esta variación en la densidad se atribuye a una variación en el volumen, lo cual es una manifestación de la distancia entre las moléculas. En general, la distancia entre las moléculas de una misma sustancia en estado sólido es menor que en el estado líquido, y la de ambos estados, menor que en el gaseoso. En consecuencia para una misma sustancia, la densidad del sólido es mayor que la del líquido y la del éste mayor que la del gas [6, p. 146].

A continuación se determinará la densidad de un material sólido (polímero) haciendo uso de un instrumento que es empleado generalmente para determinar esta variable para líquidos (picnómetro).

Materiales y Equipos

- Balanza analítica
- Picnómetro
- Vidrio Reloj
- Espátula metálica
- Termómetro
- Agua destilada
- Polímero
- Sólidos de interés (Se recomienda que el sólido a analizar este bien particulado de forma tal que pueda pasar fácilmente por la boca del picnómetro y que no se modifiquen sus propiedades al estar en contacto con al agua).

Procedimiento Experimental

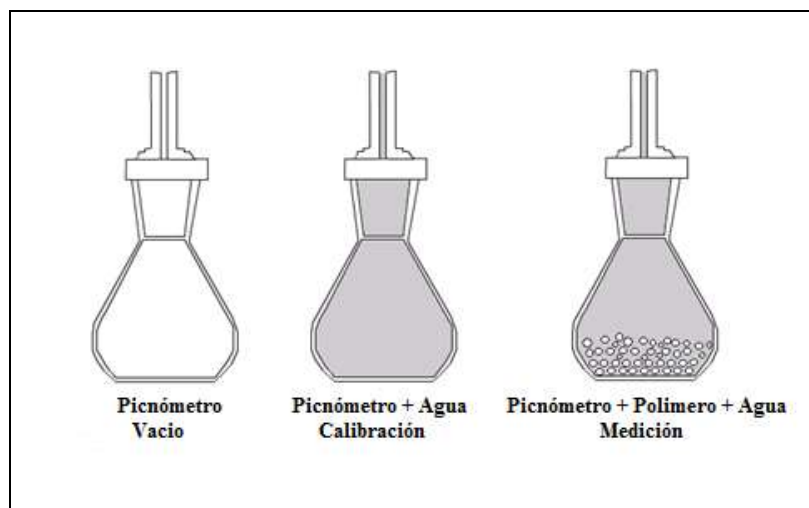


Figura 5.1: Paso a Paso del Procedimiento
Tomada de Petrucci [7]

Operar de la siguiente forma para la calibración del Picnómetro:

- Pesar el picnómetro vacío, limpio y seco en la balanza analítica y anotar el valor correspondiente.
- Llenar con agua destilada hasta la parte superior del recipiente y colocar el tapón. Verificar que no existan burbujas de aire en el interior del picnómetro o en el capilar de mismo. El nivel del agua debe quedar por encima del aforo.
- Volver a pesar el picnómetro lleno y perfectamente enrasado.
- Una vez realizada la pesada, medir la temperatura del agua destilada y consultar en la bibliografía su densidad a dicha temperatura para obtener a partir de estos datos la capacidad real del picnómetro expresada en mL, aplicando la fórmula que define la densidad (Ecu. 1).

Realizada la calibración, se procede a determinar la densidad del material sólido así:

- Limpiar y secar muy bien el picnómetro asegurando que no queden residuos de agua de la calibración anterior de puedan afectar las nuevas mediciones.

- Pesar alrededor de 1 o 2 gramos del material sólido en el picnómetro y registrar el valor de la cantidad pesada en balanza analítica.
- Añadir agua destilada al picnómetro que contiene el material sólido (previamente pesado) hasta la parte superior del recipiente y colocar el tapón. Verificar que quede perfectamente enrasado y que no existan burbujas de aire en el interior del picnómetro o en el capilar de mismo.
- Secar perfectamente el recipiente y el tapón por fuera para eliminar residuos de agua que pueden incorporar error en la medición.
- Volver a pesar el picnómetro lleno con el sólido y el agua.

Formato para la toma de Datos

Se recomienda realizar la medición por triplicado para obtener mayor cantidad de datos que sean más representativos y confiables para la determinación de la densidad.

Temperatura del agua:			Densidad del agua a la T _{amb} :	
Medición	Pic. Vacío	Pic. + Agua	Masa del sólido	Masa Total
1				
2				
3				
Promedios				

Análisis de Datos

1. Puede ser la densidad un criterio para establecer la pureza de un líquido.
2. En la literatura se suele reportar la densidad de un líquido empleando el siguiente símbolo: ρ_4^{20} ¿Qué significado tiene el subíndice y el superíndice?
3. ¿Se afecta significativamente la densidad de los líquidos con los cambios de temperatura? ¿Con los de presión?

5.5. LECTURA COMPLEMENTARIA: CIENCIA EN LA BAÑERA.

Arquímedes Resuelve un Problema de Peso y Descubre por que las Cosas Flotan [8, pp. 48-49]

¿Por qué algunas cosas flotan en el agua y otras se hunden? Esta pregunta es importante para los diseñadores de barcos y es probable que Arquímedes, científico de la antigua Grecia, haya encontrado la que respuesta mientras verificaba la calidad de las joyas del rey.

Arquímedes nació en Siracusa, Sicilia, aproximadamente en el año 290 aC. Era pariente del rey, Hierón II, por lo que tenía mucho tiempo para pensar y escribir acerca de las matemáticas y la mecánica. Generalmente, Hierón requería la presencia de Arquímedes para que lo ayudara a resolver diversos problemas.

El rey creía que su corona de oro tenía algo de plata y le pidió al científico que averiguara cuánto era exactamente. Arquímedes sabía que podría comprobar la pureza de la corona si podía calcular su densidad (la masa en relación con el volumen), ya que la plata es menos densa que el oro.

La manera evidente de averiguar la densidad de algún objeto es pesarlo (el peso es proporcional a la masa) y calcular su volumen, pero Arquímedes no sabía cómo calcular el volumen de la corona.

Un día, observo que el nivel del agua subía cuando él entraba en la bañera. Se dio cuenta que podía llenar la bañera al máximo, sumergir la corona de Hierón en ella para provocar un derrame de agua y, posteriormente, sacar la corona y ver cuánta agua se necesitaba para llenar la bañera nuevamente. Ése sería el volumen de la corona.

También es probable que Arquímedes se haya percatado de cuando entraba en el agua se sentía más liviano. Por si sola, el agua de la bañera no aumenta ni disminuye, por lo que cada parte debe recibir un impulso ascendente que equilibre su propio peso. La misma fuerza debe aplicarse en cualquier cosa que se coloque en el agua. Cuando se sumerge algo en un fluido (ya sea este un líquido o un gas), aunque sea en forma parcial, se percibe un impulso ascendente que equivale al peso del fluido que el peso del objeto desplaza. Hoy lo llamamos principio de Arquímedes.

Al aplicarlo, Arquímedes pudo haber sumergido la corona en el agua y observado cuánto peso perdía y, de este modo, haber calculado cuánta plata tenía la corona sin necesidad de medir su volumen. Tal vez Arquímedes no lo hizo. No obstante, había resuelto el problema de Hierón. También es posible que haya descubierto por qué las cosas flotan o se hunden. Los objetos que se colocan en el agua se van al fondo, hasta que su peso se equilibra mediante el peso del agua que ellos mismos desplazan y luego permanece en ese nivel. Si la densidad promedio del objeto es menor que la del agua, puede flotar.

Hierón también tenía otros problemas más graves. Años más tarde, cuando Arquímedes ya era viejo, los romanos sitiaron a Siracusa. Nuevamente, el rey solicitó se ayude. Arquímedes utilizó su conocimiento científico para diseñar barcos, catapultas e, incluso, según cuenta la leyenda, espejos gigantes que quemaron las naves romanas con la ayuda del Sol. En el año 211 a.C, la ciudad finalmente cayó. Los soldados romanos arrasaron con ella, quemándola y matando a sus habitantes. Lamentablemente, una de sus víctimas fue Arquímedes, el genio que hizo ciencia en su baño.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Autor: LACOMET. Laboratorio Costarricense de metrología. Fuente: Metrología física. Tomado de: http://www.lacomet.go.cr/index.php?option=com_content&view=category&layout=blog&id=84&Itemid=266.
- [2] CREUS, S. Antonio. "Instrumentación industrial". Octava Edición. España : Marcombo ediciones técnicas, 2011.
- [3] MARTÍNEZ, U. Joaquín; NARROS, S. Adolfo; GARCÍA, M^a. del Mar. "Experimentación en Química General". Departamento de Ingeniería Química Industrial y del Medio Ambiente. Universidad Politécnica De Madrid. España: Thomson Editores. Paraninfo S.A, 2006.
- [4] BROWN, H. Glenn; SALLEE, M. Eugene. "Química Cuantitativa". España: Editorial Reverté S.A, 1977.
- [5] FRANCE, Paul. "Engineering Creativity" Revista: Chemical Engineering. Estados Unidos: Mcgraw-Hill Companies. February 1996.
- [6] ALDABE, Sara; ARAMENDÍA, Pedro y LACREU, Laura. "Química 1. Fundamentos". Buenos Aires, Argentina: Ediciones Colihue.
- [7] PETRUCCI, Ralph H., and HARWOOD, William S. "General Chemistry: Principles and Modern Applications". Ninth Edition. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall, 2007.
- [8] BRIDGMAN, Roger. "Genial 1000 Inventos y descubrimientos. Tres millones de años de creatividad y curiosidad del ser humano." Un libro Dorling Kindersley. London. En asociación con el museo de ciencias. Casa editorial el tiempo. Colombia: Printer Colombia S. A., 2002.

6. VISCOSIDAD

6.1. INTRODUCCIÓN

Algunos líquidos, como la melaza y el aceite para automóviles, fluyen muy lentamente; otros, como el agua y la gasolina, fluyen con facilidad. La resistencia de un líquido a fluir se conoce como viscosidad. Entre más viscoso sea un líquido, fluirá más lentamente. La viscosidad puede medirse determinando el tiempo que tarda cierta cantidad de un líquido en fluir a través de un tubo delgado bajo la influencia de la fuerza gravitacional. Los líquidos más viscosos tardan más en fluir. La viscosidad también puede determinarse midiendo la velocidad a la que esferas de acero caen a través del líquido. Las esferas caen más lentamente cuando la viscosidad aumenta [1, p. 418].

6.2. FUNDAMENTO TEÓRICO

La viscosidad es una medida de la resistencia que oponen los líquidos cuando se aplica una fuerza de tensión, es decir, cuando existe una diferencia de la presión [2, p. 61]

La viscosidad se relaciona con la facilidad con la que las moléculas individuales del líquido se mueven, unas con respecto a otras. Por lo tanto, depende de las fuerzas de atracción entre las moléculas, y de si existen características estructurales que ocasionen que las moléculas se enreden (por ejemplo, las moléculas largas podrían enredarse como el espagueti). Por lo tanto, para una serie de compuestos relacionados, la viscosidad aumenta con el peso molecular. Las unidades SI para la viscosidad son Kg/m-s. En cualquier sustancia dada, la viscosidad disminuye cuando la temperatura aumenta. A temperaturas más elevadas, la energía cinética promedio más elevada de las moléculas supera con mayor facilidad las fuerzas de atracción de las mismas [1, p. 418].

6.2.1 Fluido

Es la sustancia que se deforma continuamente al ser sometida a un esfuerzo cortante⁴⁸ por pequeño que este sea.

Los fluidos se pueden clasificar en: Fluidos Newtonianos y Fluidos no Newtonianos [3, pp. 66-69].

⁴⁸ Se define al esfuerzo cortante, como la fuerza que se requiere para que una unidad de área de una sustancia se deslice sobre otra. [4, p. 27].

6.2.1.1 Fluido Newtoniano

Es aquel en el que la viscosidad (μ) permanece constante a temperatura constante e independiente de la velocidad de tensión cortante y del tiempo de aplicación de la misma.

Cuando hay una relación lineal constante entre la magnitud de esfuerzo cortante aplicado y la velocidad de deformación resultante.

6.2.1.2 Fluido no Newtoniano

Tiene viscosidad que varía con la velocidad de tensión cortante o bien con el tiempo de aplicación de la misma. Hay una relación no lineal entre la magnitud del esfuerzo cortante aplicado y la rapidez de deformación angular.

6.2.2 ¿Por Que se Mide la Viscosidad? [5, pp. 23-24]

Para el control de procesos pueden ser tan importantes las mediciones de viscosidad como las de temperatura o presión. Sin embargo, no se le ha dado la importancia que requiere por dos razones principales: (1) no ha habido aparatos apropiados para medir viscosidad en condiciones industriales, y (2) el comportamiento viscoso de la mayoría de los materiales es muy complejo y no muy claro. No obstante, aquí algunas aplicaciones industriales donde la viscosidad resulta bastante útil.

- La viscosidad es una medida directa de la calidad del fluido en servicio. En cualquier operación en que se aplique un fluido su viscosidad determina la efectividad de la operación y la calidad del producto terminado.
- Un cambio en la viscosidad puede indicar variaciones fundamentales en el material que se prueba. Un cambio en la transferencia del momento molecular puede indicar cambios en la molécula. En muchos procesos el mejor método para seguir el cambio en una reacción es medir viscosidades. Por ejemplo, los cambios de viscosidad pueden indicar el grado de polimerización de una resina o el grado de coacción de un almidón. Puede indicar también el grado de emulsificación o de homogenización.
- La viscosidad puede ser a menudo una medida indirecta, muy sensible, de otra propiedad. Algunas propiedades como contenido de sólidos, concentración de cristales, color, gravedad específica son a veces más fácilmente medibles y con

mayor sensibilidad por medio de mediciones de viscosidad que por medio de otros métodos convencionales.

6.2.3 ¿Cómo se Mide la Viscosidad?

6.2.3.1 Viscosidad absoluta.

Las unidades de viscosidad absoluta o dinámica (μ) son, para el sistema internacional SI (N-s/m²) y para el cgs son el Poise (dinas-s/cm²) [3, p. 72].

Esta se puede medir utilizando el tiempo requerido para que una bola de acero caiga a través de una altura medida de aceite. La ecuación es:

$$\mu = K(D_b - D_l)t \quad (\text{Ecu. 1})$$

μ es la viscosidad, D_b densidad de la bola, D_l densidad del líquido; K es una constante peculiar del instrumento; t es el tiempo necesario para que la bola pase por las dos marcas horizontales en el tubo de vidrio.

Por ejemplo: el tiempo para una bola de 0,15 cm de diámetro al caer 15 cm a través de un tubo de 2 cm de diámetro de aceite de ricino a 68 F es 19.4 seg. Este es un buen método para medir viscosidades de 1000 centipoises o mayores [6, p. 35].

6.2.3.2. Viscosidad Cinemática

Las unidades de viscosidad cinemática (ν) son los Stokes, es decir, cm²/s [3, p.72].

Esta es más ampliamente utilizada que absoluta. Esta es la relación de la viscosidad absoluta a la densidad del fluido a una temperatura dada [6, p. 35].

6.3. PRÁCTICA 1: DEPENDENCIA DE LA VISCOSIDAD CON LA TEMPERATURA

Objetivo

Comprobar demostrativamente como cambia la viscosidad de un fluido con el cambio en la temperatura.

Introducción

Cuando se realizan mediciones de viscosidad, es importante tener un control estricto sobre la temperatura, ya que la viscosidad de un líquido aumenta cuando este es enfriado y disminuye cuando este se calienta. Por esta misma razón, el valor de la viscosidad debe ir siempre acompañado por el de la temperatura a la cual fue determinado [2, p. 62]

Materiales y Equipos

- Tubos plásticos transparentes, los cuales se llenan de aceite y se les introduce una esfera de acero (de las utilizadas en los rodamientos de bolas). Luego son sellados en ambos extremos herméticamente.
- Secador de cabello.
- Beaker o Probetas de 1 L.
- Cronometro
- Hielo

Procedimiento Experimental

Parte 1.

Ilustración 6.1: Tubos de Plástico con Aceites Bajo Estudio



- Se toman los 3 tubos y se ubican verticalmente sobre una superficie plana (los tubos contienen aceites de la siguientes referencias SAE10W30 - SAE20W50 – SAE20W40). Asegúrese de que las esferas de su interior se encuentren completamente en el extremo.
- Gire los 3 tubos a la vez y observe como las esferas del interior empiezan a desplazarse a diferentes velocidades de acuerdo a las distintas viscosidades de los aceites. Realice sus propias conclusiones del fenómeno anteriormente observado.

Parte 2.

- Posteriormente, tome el tubo que contenga el aceite de mayor viscosidad y repita el procedimiento anterior, pero tomando el tiempo que se requiere para que la esfera recorra toda la distancia del tubo hasta llegar al otro extremo.
- Tome un secador de cabello convencional, enciéndalo e introduzca por la salida de aire caliente el tubo con el aceite. Permita un tiempo de calentamiento de alrededor de 30 a 40 segundos.
- Transcurrido el calentamiento, retire el tubo e inmediatamente gírelo y mida el tiempo que tarda en recorrer la esfera la misma distancia. Anote todas sus observaciones.

Nota: Si no cuenta con el secador de cabello, puede realizar el procedimiento introduciendo el tubo con el aceite en un recipiente con agua-hielo. De igual forma, permita que transcurra un tiempo (en este caso de enfriamiento). Retire el tubo del baño frío, gírelo e inmediatamente mida el tiempo que tarda en recorrer la esfera la distancia del mismo. Luego calentar el tubo frotándolo entre las palmas de las manos, cuando se alcance una temperatura mayor girar nuevamente el tubo y medir el tiempo. Compare los resultados y establezca sus propias conclusiones.

Formato para la toma de datos.

Tiempo sin calentamiento: _____ s

Tiempo después de calentamiento: _____ s

Análisis de Datos

1. Consulte que significan las referencias de los 3 aceites usados y cuál es la aplicación de estos aceites a nivel industrial.
2. Describa el fenómeno observado y consulte la importancia que tiene la medición de esta variable a nivel industrial.

6.4. PRÁCTICA 2: DIFERENCIAS DE VISCOSIDAD ENTRE DOS LÍQUIDOS

Objetivo

Comprobar demostrativamente la diferencia de viscosidad entre dos líquidos (Agua – Miel de Abejas).

Introducción

Cuando un líquido fluye, una parte este se mueve respecto a las regiones vecinas. Las fuerzas de cohesión dentro del líquido crean una fricción interna que reduce la velocidad de flujo. Este efecto es pequeño en los líquidos con viscosidad baja, como el alcohol etílico y el agua, que fluyen con facilidad. En cambio, los líquidos como la miel y los aceites pesados de motor, con viscosidad alta fluyen mucho más lentamente [7].

Materiales y Equipos

- 4 Jeringas de igual volumen
- 2 Mangueras transparentes delgadas de la misma longitud
- Agua
- Miel de abejas

Ilustración 6.2: Materiales y Equipos para Medición de Diferentes Viscosidades



Para el desarrollo de la práctica se requieren dos dispositivos iguales contruidos a partir de los materiales descritos anteriormente.

Se introduce un volumen de agua dentro de una de las Jeringas, se conecta la manguera en el cono para la aguja asegurando que quede firme y hermética para evitar posibles derrames. Desplazar el embolo de la jeringa con el fin de que la manguera se llene de agua y para eliminar el aire presente en la misma. Posteriormente se conecta el otro extremo de la manguera a la otra jeringa.

Proceda a construir el otro dispositivo de igual forma, pero ahora con el líquido más viscoso (Miel de Abejas o Aceite⁴⁹).

Procedimiento Experimental

- Construidos los dos dispositivos, tomar el que contiene el agua (o líquido de menor viscosidad) y realice movimientos repetitivos de desplazamiento con los émbolos de un lado a otro. Realice las respectivas observaciones.
- Posteriormente, tome el dispositivo que contiene la miel de abejas (o líquido de mayor viscosidad) y de igual forma realice movimientos repetitivos de desplazamiento de los émbolos.

Como análisis de datos, compare ambos ejercicios y concluya sobre las diferencias de viscosidad entre ambos líquidos.

Nota: Otra forma sencilla de evidenciar la diferencia de viscosidad entre dos líquidos es tomando dos láminas de vidrio (cubreobjetos) y añadir una pequeña cantidad del líquido sobre la superficie del vidrio, luego se pone con cuidado el otro cubreobjetos en la superficie del líquido. Se observará como de acuerdo a la viscosidad del líquido bajo estudio se darán movimientos (leves o más fuertes) de desplazamiento de la placa superior.

⁴⁹Se recomienda usar la miel de abejas para las jeringas convencionales, ya que con los aceites de motor se corre el riesgo de que construido el dispositivo con el paso del tiempo, el aceite interacciones con los empaques de las jeringas deteriorándolos o incluso dañando el sistema.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] BROWN, Theodore L; LeMAY, Eugene H, Jr. "Química: La Ciencia Central". Novena Edición. Pearson Educación, 2004.
- [2] PEÑA, S., Ana Beatriz; CÉSPEDES, G., Juan Martín. "Fisicoquímica Manual de Laboratorio" Primera Edición. Universidad de Medellín. Sello Editorial, Universidad de Medellín. Litografía Dinámica, 2007.
- [3] HERNÁNDEZ, M., Vilma; RUIZ A. María Victoria. "Guía Teórica y Experimental de Fisicoquímica para Programas De Ingeniería". Universidad de la Salle. Departamento de ciencias básicas. Coordinación de química y biología. Asignatura de fisicoquímica. Cuadernillos Docentes. Bogotá D.C, Febrero de 2005.
- [4] MOTT, L. Robert. "Mecánica de Fluidos" Sexto Edición. Universidad de Dayton. México: Pearson Education, 2006.
- [5] MUÑOZ, C. Alonso. "La Viscosidad, Factor en el control de producción". Integral Industrial, No. 43; Septiembre.
- [6] Revista: Power. "Important Properties of fluid Lubricants" Mechanical transmission and lubrication. July, 1972.
- [7] Fisicoquímica. Tomado de:
<http://liquidossolidos-fq.blogspot.com.co/2014/01/viscosidad.html>

7. TENSIÓN SUPERFICIAL

7.1. INTRODUCCIÓN

La tensión superficial es consecuencia de la fuerza atractiva que realizan las moléculas del seno de un líquido sobre aquellas que se encuentran en la superficie de separación del mismo [1, p. 348]. Mientras que las moléculas del interior son atraídas por igual en todas las direcciones, de un modo absolutamente uniforme, experimentando iguales fuerzas de atracción, las de la superficie solamente son atraídas hacia el interior, ya que por encima de estas se mueven moléculas diferentes de los gases que forman parte de la composición del aire. Está claro que la molécula de agua que se encuentra en la superficie está en interacción más fuerte con la capa acuosa; sobre esta capa actúan fuerzas que procuran incorporar dicha molécula al volumen del líquido [2, p. 75].

Este fenómeno genera una fuerza dirigida hacia dentro que contrae la superficie y hace que se comporte como una membrana elástica que envuelve el líquido. La tensión superficial es la responsable de la resistencia que ofrecen las superficies de los líquidos a su rotura y de la forma esférica de las gotitas del líquido a caer [1, p. 348].

7.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

Los líquidos tienden a contraerse y a ocupar superficies mínimas. Como resultado, la superficie actúa como si estuviera en estado de tensión, a esto se le llama tensión superficial, la cual se define como la fuerza en dinas que actúa sobre una línea de 1 cm de longitud sobre superficie. La tendencia de un líquido a contraerse se debe a que las moléculas de la superficie aumentan las fuerzas de adhesión en la superficie y cohesión en el interior del fluido. La tensión superficial depende de la naturaleza del líquido y del gas que lo rodea (aire en general, saturado con el líquido) [3, pp. 84-85].

La tensión superficial de un líquido es la cantidad de energía necesaria para aumentar su superficie por unidad de área. La tensión superficial se mide normalmente en dinas/cm o ergios/cm² [4, pp. 71-72]. Al aumentar la temperatura del líquido, la tensión superficial disminuye, y es cero en su temperatura crítica [1, p. 348].

Termodinámicamente la tensión superficial es un fenómeno de superficie y es la tendencia de un líquido a disminuir su superficie hasta que su energía de superficie potencial es mínima, condición necesaria para que un líquido sea estable.

Como la esfera presenta un área mínima para un volumen dado, entonces, por la acción de la tensión superficial, la tendencia de una porción de un líquido lleva a formar una esfera o a que se produzca una superficie curva o menisco cuando está en

contacto un líquido con un recipiente. Como la tendencia natural de un líquido es la de reducir su superficie, un incremento de esta solo se lleva a cabo a expensas de cierto trabajo [5, p. 64].

Cuando una gota de líquido se extiende en una película sobre una superficie, se dice que el líquido *moja* la superficie. El que una gota de líquido moje una superficie o bien conserve su forma esférica y se mantenga sobre la superficie, depende de las intensidades de dos tipos de fuerzas intermoleculares. Las fuerzas de cohesión son las fuerzas intermoleculares entre moléculas semejantes y las fuerzas de adhesión, entre moléculas diferentes. Si las fuerzas de cohesión son fuertes en comparación con las fuerzas de adhesión, la gota mantiene su forma. Por otro lado, si las fuerzas de adhesión son suficientemente fuertes, la energía necesaria para extender la gota formándose una película se obtiene del trabajo realizado por la gota al colapsarse [6, p. 473].

7.3. PRÁCTICA 1: EMPLEO DE TUBOS CAPILARES PARA ESTIMAR LA TENSIÓN SUPERFICIAL DE UN LÍQUIDO

Objetivos

- Relacionar la tensión superficial con el fenómeno de capilaridad.
- Determinar la tensión superficial de un líquido midiendo la altura de la columna formada en el ascenso del líquido en un capilar de diámetro conocido.

Introducción

Es importante, antes de describir el método, aclarar que algunos líquidos tienen la capacidad de ascender por las paredes de un tubo de vidrio capilar. Cuando la superficie del líquido toca el vidrio, las fuerzas de adhesión líquido-vidrio son mayores que las de cohesión líquido-líquido, por lo que el líquido contenido en el capilar sube hasta que las fuerzas de atracción se hacen iguales al peso de la columna del líquido que se formó en su ascenso. El hecho de que las fuerzas adhesivas sean mayores que las cohesivas se manifiesta en la formación del menisco cóncavo (redondeado hacia abajo) en el extremo de la columna; cuando las fuerzas cohesivas son mayores que las adhesivas, como en el caso del mercurio, se forma un menisco convexo (redondeado hacia arriba) [4, p. 72].

El método de la elevación capilar se aprovecha de la circunstancia de que el ángulo de contacto sea muy pequeño; en estas condiciones el líquido asciende por el capilar debido a la tensión superficial hasta que la fuerza que lo hace ascender sea contrarrestada por la fuerza de la gravedad [7, p. 38].

En estas condiciones el líquido subirá en el capilar, debido a la tensión superficial, hasta que la fuerza (f_1) que lo hace subir sea igual a la fuerza (f_2) debido a la gravedad.

$$f_1 = f_2 \quad (\text{Ecu. 1})$$

$$2\pi r\gamma \cos \theta = \pi r^2 h d g \quad (\text{Ecu. 2})$$

Donde $2\pi r$ es la circunferencia del capilar, $\pi r^2 h$ el volumen del líquido, d su densidad y g la aceleración de la gravedad. Como θ es casi cero, $\cos \theta = 1$; por lo tanto [4, p. 86]:

$$2\pi r\gamma = \pi r^2 h d g \quad (\text{Ecu. 3})$$

$$\gamma = \frac{1}{2} r h d g \quad (\text{Ecu. 4})$$

Materiales y Equipos

- Tubos capilares
- Cristalizador pequeño o beaker
- Regla
- Agua destilada
- Etanol absoluto
- Otras sustancias de interés

Procedimiento Experimental

- Tomar los valores correspondientes de densidad del líquido bajo estudio y el diámetro del tubo capilar. En caso de no contar con la información técnica del capilar, emplear agua como líquido de referencia para medir el radio del mismo. Consultar la tensión superficial de agua a la temperatura del laboratorio.
- Se vierte un volumen de agua en el cristalizador o beaker pequeño que alcance por lo menos, la mitad del volumen del recipiente.
- Se toma un tubo capilar perfectamente limpio y seco, el cual se sujeta de un extremo y se pone cuidadosamente sobre la superficie del líquido contenido en el cristalizador o beaker.
- Esperar a que el líquido ascienda por el capilar y realizar una marca en el punto de máxima altura alcanzada (cuanto menor sea el diámetro del capilar, mayor será la elevación del líquido).
- Retirar el capilar y medir con regla la altura máxima alcanzada por el líquido.
- Efectuar el mismo procedimiento con los diferentes líquidos de interés.

Formato para toma de datos

ρ del líquido : _____ g/mL

r interno del capilar: _____ cm

h alcanzada por el líquido: _____ cm

Análisis de datos

1. Calcule la tensión superficial de los líquidos bajo estudio haciendo uso de la ecuación 4:

$$\gamma = \frac{1}{2} r h d g$$

2. Determine el porcentaje de error correspondiente consultando los respectivos datos teóricos de tensión superficial de los líquidos estudiados.
3. Cómo afectan la temperatura, la masa molecular y/o la estructura química a la tensión superficial de los líquidos.
4. Explicar los fenómenos de adhesión y cohesión.

7.4. PRÁCTICA 2: CAMBIO DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL DE UN LÍQUIDO MEDIANTE LA ADICIÓN DE UN SOLUTO (DETERGENTE O JABÓN)

Objetivo

Evidenciar como la tensión superficial de un líquido cambia con la adición de un detergente (tensoactivo).

Introducción [2, pp. 78-79].

Al disolver en un vaso con agua un poco de jabón se observa que después de haber disuelto el jabón la tensión superficial de esta disolución disminuye bruscamente. Las moléculas de jabón constan de dos partes que causan propiedades opuestas. Una parte, el derivado sódico del grupo carboxilo COONa , se “disuelve” perfectamente en agua y, de buena gana, atrae a las moléculas de agua. La segunda parte es una especie de “cola larga” que consta de eslabones de hidrocarburos, por ejemplo $-(\text{CH}_2)_{16}\text{CH}_3$. Los grupos CH_2 de la cola revelan una tendencia clara de repeler las moléculas de agua. Cuando una molécula de jabón va a parar al agua su parte de carboxilo se rodea de moléculas de agua, mientras que la cola intenta salir de la capa acuosa. Como resultado, la molécula, se encuentra en la superficie, su cola yace en la misma superficie, de separación del agua – aire, mientras que la cabeza del carboxilo viene sumergida en el seno del agua. Resulta que toda la superficie del agua está ocupada por las moléculas de jabón que pertenece a las sustancias tensoactivas. Al disolver el jabón, la disolución tiene un aspecto algo enturbiado lo que evidencia que dicha disolución es coloidal.

Materiales y Equipos

- Vaso plástico
- Alfileres o agujas pequeñas
- Detergente

Procedimiento Experimental

Ilustración 7.1: Procedimiento Experimental Variación de la Tensión Superficial con la Adición de un Detergente



- Llenar totalmente el vaso hasta que en los bordes pueda observarse la capa de agua a punto de desbordarse (Superficie cóncava).
- Tomar la aguja o el alfiler y ponerlo cuidadosamente sobre la superficie de la capa de agua creada en el vaso. Empezará a observarse como la aguja empieza a moverse por efecto de la gravedad. Analizar los comportamientos observados.
- Posteriormente, retirar la aguja o alfiler y añadir un poco de detergente al agua mezclando hasta que este se disuelva completamente.

- Añadir un poco más de agua para recuperar la que pudo perderse en la adición el jabón y su agitación. Se observará entonces, como el jabón afecta la tensión superficial al impedir que la superficie cóncava pueda formarse nuevamente.
- Finalmente, se toma la aguja o alfiler y se trata de poner en la superficie de la solución. Se notará que no puede sostenerse en la superficie y de inmediato se va hasta el fondo del recipiente.

7.5. LECTURA COMPLEMENTARIA: LOS SURFACTANTES

Hace muchos años atrás, no existía la palabra *surfactante*, pero el término pronto fue acuñado para describir el creciente número de compuestos orgánicos formulados para jabones y detergentes. Hoy en día, hay miles de productos que se denominan por este nombre. Estos son valorados por su habilidad de reducir la tensión superficial del agua y otros solventes. Por concentrarse en la interfase entre el agua o bien otro líquido o un sólido, los surfactantes o denominados también “Tensoactivos” ejercen una acción emulsionante que ayuda en la eliminación de contaminantes o promueve su dispersión. Los surfactantes son ampliamente utilizados como detergentes, jabones y productos de limpieza, para uso institucional e industrial [8, p. 80].

Funcionan como agentes emulsionantes especiales para la formación de espuma, humectación y dispersión, en productos que van desde cosméticos y artículos de tocador, productos farmacéuticos, textiles, químicos agrícolas, pulpa y papel, y los polímeros. Además, sus capacidades como inhibidores de corrosión son beneficiosos para la perforación de yacimientos petrolíferos y se recuperación, además, en el tratamiento de aguas y control de la contaminación [8, p. 80].

Estos son compuestos que, adicionados en pequeñas cantidades a un disolvente, modifican las propiedades superficiales del mismo, promoviendo actividades como la humectación, detergencia, despumación, emulsificación, lubricación y otros fenómenos de superficie [9, p. 24].

Son moléculas que contienen un segmento soluble en aceite y un segmento soluble en agua, es decir, están formados por dos grupos que tienen características diferentes, una parte hidrofóbica y otra hidrofílica. Los tensioactivos se clasifican por la carga iónica de la parte activa en la superficie de la molécula. En los tensioactivos aniónicos, la carga molecular es negativa; en los catiónicos, positiva; en los no iónicos, no hay ninguna carga; y en los anfóteros, hay tanto cargas positivas y negativas en la molécula [8, p. 80].

Los **tensioactivos aniónicos**: Contendrán generalmente uno de los cuatro grupos solubilizantes polares - carboxilato, sulfonato, sulfato o fosfato combinado con una cadena de carbono hidrófoba. Los tensioactivos aniónicos son los tensioactivos más ampliamente utilizados. Aquellos con una cadena de carbono corta son muy solubles en agua y puede actuar como hidrótrofos. Aquellos con una cadena de carbono larga carecen de solubilidad en agua, encontrando aplicación en sistemas no acuosos, tales como aceites lubricantes y disolventes de limpieza en seco.

Los que tienen longitudes de cadena intermedia (C_{10} - C_{20}) encuentran mayor aplicación debido al balance de hidrófobo a hidrófilo.

Estos tensoactivos constituyen la categoría más grande, debido principalmente a su consumo en los detergentes para el hogar, y productos de limpieza institucionales e industriales [8, p. 80].

Según el número de carbonos del grupo hidrófobo, los tensoactivos aniónicos se pueden agrupar así:

-Humectantes: C_8 a C_{12}

-Detergentes: C_{12} a C_{18}

Con el incremento en la longitud de la cadena, decrece la solubilidad [9, p. 29].

Los tensoactivos catiónicos: Llevan una carga positiva en un grupo amino o nitrógeno cuaternario. Se introducen a menudo grupos amino adicionales para ayudar en la solubilidad en agua, o el nitrógeno amino pueden ser cuaternizado con grupos alquilo de bajo peso molecular, tal como metilo o hidroxietilo. Ambos se utilizan en sistemas ácidos acuosos y no acuosos, y debido a su carga positiva, pueden adsorber más fuertemente que los no iónicos sobre una variedad de sustratos [8, p. 80]. Se caracterizan por su fuerte acción bactericida, germicida y alguicida [9, p. 26].

Los tensoactivos no iónicos: Incluye etoxilados, ésteres de ácidos carboxílicos, amidas carboxílicas y copolímeros de bloque de óxido de polialquilenos. El enlace de hidrógeno de los tensoactivos no iónicos proporciona solubilización en medios neutros y alcalinos. Los átomos de oxígeno y grupos hidroxilo de los no iónicos forman enlaces de hidrógeno fuertes, mientras que los grupos éster y amida forman uniones de hidrógeno con menor facilidad.

Los tensoactivos no iónicos pueden ser preparados para alcanzar casi cualquier balance hidrófilo-lipófilo (HLB), que es el equilibrio entre las partes de la molécula de tensoactivo hidrófilo (amantes del agua) y lipofílicas (amantes al aceite). El valor HLB es indicativo del comportamiento de emulsificación del agente tensoactivo.

Los materiales con un valor bajo de HLB forman con el agua emulsiones en aceite (el aceite es la fase continua). Los que tienen un valor alto de HLB forman emulsiones de aceite en agua. En los productos en polvo, sin embargo, se pueden plantear problemas de solubilidad. [8, p.80]

Los surfactantes no iónicos tienen la ventaja de que son estables frente a la mayoría de los productos químicos en las condiciones normales de empleo. Por no ionizarse

en agua, no forman sales con los iones metálicos y son efectivos en aguas blandas y duras [9, p. 31].

Tensoactivos Anfóteros: Puede contener grupos aniónicos o catiónicos. Grupos éter o hidroxilo también pueden estar presentes para mejorar la hidrofiliidad de la molécula. Los Anfóteros son compatibles con ambos tensioactivos aniónicos y catiónicos y son importantes para muchos productos de cuidado personal, ya que no irritan la piel. La selección de un agente tensioactivo se basa en las necesidades específicas de la aplicación. Por ello, para efectos sinérgicos, algunas mezclas de surfactantes se utilizan con frecuencia [8, p. 80].

Estos tensioactivos presentan comportamiento positivo o negativo, dependiendo del pH de la solución en que se utilizan. Normalmente están constituidos por una cadena grasa y un nitrógeno cuaternario [9, p. 32].

Sin embargo, a pesar de las múltiples aplicaciones de los surfactantes, y aunque en muchos lugares se utilizan, existe una creciente necesidad de desarrollar productos que sean más seguros para manejar, ecológicos y biodegradables [8, p. 81]. Es por ello, que los efectos de los tensioactivos en el ambiente se han convertido en un tema de gran interés. La degradación de los tensioactivos se separa en tres etapas:

Degradación primaria: Se consigue cuando la sustancia química pierde sus propiedades tensioactivas o capacidad de formar espuma.

Degradación avanzada: Cuando la molécula del tensioactivo es transformada sucesivamente en fragmentos cada vez menores.

Degradación completa: Cuando la molécula es transformada totalmente en CO_2 y H_2O . Este proceso también se conoce como desmineralización.

A mayor hidrofobicidad, menor es la solubilidad, independiente del carácter iónico. Incrementando el grado de etoxilación decrece la toxicidad.

Tensoactivos aniónicos son menos tóxicos que los no iónicos, debido a su menor hidrofobicidad.

Pequeñas cantidades de surfactantes en sistemas acuáticos dañan ciertas cadenas alimenticias.

Tensoactivos no iónicos son menos tóxicos cuando son sulfatados, ya que esto decrece su carácter hidrófobo. Y los aniónicos y catiónicos pueden reaccionar y formar complejos que son más biodegradables y menos tóxicos que los mismos reactantes de donde provienen [9, p. 34].

BIBLIOGRAFÍA

- [1] LORENZ, Miguel A., FERRÉ, Rosa M., y GÓMEZ, Roberto. “Larousse: diccionario esencial Química”. Primera Edición. México D.F: Ediciones Larousse, S.A. Marzo de 2006.
- [2] G.B, Shulpin. “Ciencia popular: Química para todos”. Editorial Mir. Moscú. Impreso en la URRS. 1990.
- [3] HERNÁNDEZ, M., Vilma; RUIZ A. María Victoria. “Guía Teórica y Experimental de Fisicoquímica Para Programas De Ingeniería”. Universidad de la Salle. Cuadernillos Docentes. Departamento de ciencias básicas. Coordinación de química y biología. Asignatura de fisicoquímica. Bogotá D.C.: Universidad de la Salle, 2005.
- [4] PEÑA, S., Ana Beatriz; CÉSPEDES, G., Juan Martín. “Fisicoquímica Manual de Laboratorio” Primera Edición. Universidad de Medellín. Sello Editorial, Universidad de Medellín. Litografía Dinámica, 2007.
- [5] VANEGAS O., Amparo; VELÁSQUEZ J., Jorge Alberto; QUINTANA M., Germán. “Termodinámica experimental. Libro de clase” Primera Edición. Universidad Pontificia Bolivariana. Escuela de Ingenierías, Facultad de ingeniería química. Medellín: Universidad Pontificia Bolivariana, 2013.
- [6] PETRUCCI, Ralph H., and HARWOOD, William S. “General Chemistry: Principles and Modern Applications” Ninth Edition. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall, 2007.
- [7] RINCÓN, P., Fabio. “Manual de Laboratorio de Fisicoquímica”. Universidad de Antioquia. Facultad de ciencias exactas y naturales. Instituto de Química. Medellín: Universidad de Antioquia , 2007.
- [8] MEDINA, Steven. “Surface – Active Agents are on the Case”. Revista: Chemical Engineering. Estados Unidos: Mcgraw-Hill Companies, Inc., June 1996.
- [9] MONTÓYA, Valencia, Fabio Alonso. “Química de los procesos textiles”. Universidad pontifica Bolivariana. Escuela de Ingeniería. Medellín: Editorial Universidad Pontificia Bolivariana, 2005.

8. PRESIÓN DE VAPOR

8.1. INTRODUCCIÓN

Se dice que los líquidos con altas presiones de vapor a temperaturas ordinarias son volátiles. Los sólidos también ejercen una presión de vapor, pero suele ser mucho menor que la de los líquidos porque las moléculas se aferran con más fuerza en un sólido. Sin embargo, los sólidos se evaporan en un proceso denominado sublimación, que se puede observar en presencia de algunos sólidos acres, como el mentol y las bolas de naftalina [1, p. 57].

Las moléculas pueden escapar de la superficie de un líquido hacia la fase gaseosa por evaporación. Por ejemplo, suponga que se realiza un experimento en el que se coloca cierta cantidad de etanol (C_2H_5OH) en un recipiente cerrado; el etanol comenzará a evaporarse rápidamente. En consecuencia, la presión ejercida por el vapor en el espacio arriba del líquido comenzará a aumentar. Después de un tiempo corto, la presión del vapor alcanzará un valor constante, que se denomina presión de vapor de la sustancia [2, p. 425].

8.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

El hecho de que a una temperatura dada una fase condensada dé origen a una presión de vapor característica es signo de que la fase condensada y el vapor se encuentran en equilibrio mutuo.

Para construir un modelo de este equilibrio a nivel molecular hay que imaginar que el líquido se introduce en un recipiente cerrado. El vapor se forma a medida que las moléculas abandonan la superficie del líquido. La mayor parte de la evaporación tiene lugar desde la superficie porque allí las moléculas están unidas con menor fuerza y pueden escapar más fácilmente que las que se encuentran en el interior. A medida que aumenta la cantidad de moléculas en el vapor hay más disponibles para contactar la superficie del líquido, pegarse a este y volverse parte de él otra vez. El número de moléculas que regresan al líquido cada segundo iguala al de las que escapan. El vapor se condensa ahora tan rápidamente como el líquido se evapora y por lo tanto el equilibrio es dinámico. Por ende:

$$\text{Velocidad de Evaporación} = \text{Velocidad de Condensación}$$

Dado lo anterior, es posible definir la presión de vapor de un líquido como la medida de la presión ejercida por su vapor cuando el vapor y el líquido están en equilibrio dinámico [1, pp. 283-284].

La condición en la que dos procesos opuestos están ocurriendo simultáneamente con la misma tasa se denomina equilibrio dinámico, pero en general se le llama simplemente equilibrio [2, p. 425].

8.2.1 Ecuación de Antoine [3, pp. 87-88]

La Ecuación de Antoine relaciona la presión de vapor de un líquido puro con la temperatura absoluta mediante una función logarítmica:

$$\ln(P_{vap}, mmHg) = A - \left[\frac{B}{T(K) + C} \right] \quad (\text{Ecu. 1})$$

Donde:

A, B y C: Son las constantes para el compuesto bajo estudio.

La presión de vapor de un material depende solamente de la naturaleza química del mismo y de la temperatura a la que este se encuentre. Hay que aclarar que la ecuación anterior tiene aplicación dentro de un amplio rango de temperaturas de la curva de vaporización para cada compuesto, que hace parte del diagrama de cambios de fase, o diagrama P-T, para el mismo.

Para el caso del compuesto químico más conocido como es el H₂O, la Ecuación de Antoine es la siguiente:

$$\ln(P_{vap} \text{ H}_2\text{O}, mmHg) = 18,3036 - \left[\frac{3816,44}{T(K) - 46,13} \right]$$

O bien,

$$T(K) = \frac{3816,44}{18,3036 - \ln(P_{vap} \text{ H}_2\text{O}, mmHg)} + 46,13$$

La cual puede aplicarse sin ningún problema para cálculos en el intervalo de temperaturas comprendido entre 11 y 168 °C (284 - 441 K) de la curva de vaporización de dicho compuesto, que hace parte del siguiente diagrama de cambios de fase, o diagrama P-T, para el mismo:

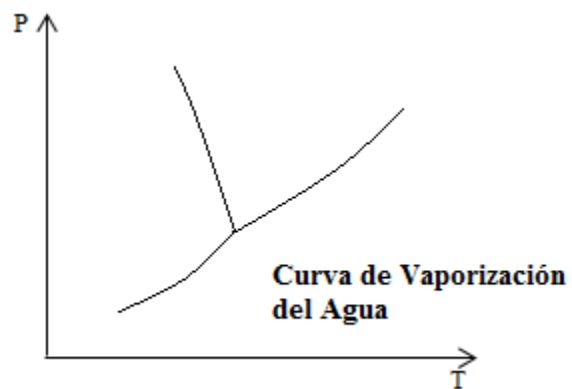


Figura 8.1: Curva de Vaporización del Agua

8.3. PRACTICA 1: DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DE LAS CONSTANTES DE LA ECUACIÓN DE ANTOINE PARA UNA SUSTANCIA PURA

Objetivo

Determinar experimentalmente las constantes A, B y C para la Ecuación de Antoine de una sustancia pura (agua).

Introducción [3, pp. 87-92]

La Ecuación de Antoine tiene gran aplicación a nivel industrial en operaciones de Ingeniería Química para calcular la presión de vapor de un material líquido, esto puede observarse en operaciones tales como: Evaporación, destilación, acondicionamiento de aire, etc.

La ecuación bajo estudio se considera una poderosa herramienta, dada su facilidad computacional, para distintos cálculos de Ingeniería, en los cuales se puede eliminar completamente la lectura de las presiones de vapor a partir de gráficas y/o tablas que aparecen en la literatura técnica.

En esta práctica se mostrará como pueden ser obtenidos experimentalmente los coeficientes A, B, C de la ecuación de Antoine a partir de datos de temperatura y presión.

Materiales y Equipos

El equipo utilizado para el desarrollo de esta práctica es el mismo usado y descrito en el tema de temperatura, en la práctica determinación de la Temperatura Ebullición de un Líquido Puro a una Presión Diferente a la Presión Atmosférica Local “Calderín”.

Ilustración 8.1: Equipo para la Determinación de las Constantes de Antoine



Procedimiento Experimental

- Se mide en una probeta la cantidad de agua que será sometida a calentamiento, aproximadamente la tercera parte del volumen de la olla a presión (± 1.5 L).
- Se vierte este volumen de agua a la olla y la primera lectura de temperatura, la cual es la temperatura de ebullición del agua, se debe realizar con el equipo destapado, o bien, en un beaker o recipiente abierto con cierto volumen de agua. Esta será la temperatura o punto de ebullición a la presión barométrica o atmosférica local. En estas condiciones la presión manométrica del agua en ebullición es cero.
- Posteriormente, se descarta el agua caliente y se llena nuevamente la olla con exactamente el mismo volumen, se tapa perfectamente asegurando completa hermeticidad para evitar fugas de vapor y someter a calentamiento. No poner la válvula hasta posterior indicación.
- Se enciende la estufa en temperatura media. Al iniciar la evaporación del agua a medida que se da calentamiento, el vapor que empieza a generarse empuja el aire contenido en la parte superior de la olla hacia el exterior. Igualmente se escapan los gases disueltos en el agua tales como oxígeno y nitrógeno. Este proceso de venteo se realiza hasta que el sistema alcance alrededor del 70°C (158°F). Alcanzada esta temperatura se procede a colocar la válvula con precaución de dado que la superficie de la olla se encuentra caliente.
- Puesta la válvula, se debe esperar hasta observar que se de agitación de la válvula. En este momento se procede a subir la temperatura de la estufa a temperatura alta.

- Empezar a registrar las temperaturas cuando la aguja del manómetro empiece a reaccionar.
- Las lecturas posteriores, serán la temperatura a una presión manométrica positiva que se alcanza con el equipo tapado, gracias a que el equipo cuenta con los acoples se puede registrar paralelamente valores de presión (psi) y temperatura durante el periodo de calentamiento.

Formato para la toma de datos

T de ebullición a presión atmosférica: _____ °C

Presión atmosférica Local: _____ psi

Presión (psig)	Temperatura (°C)

Análisis de Datos.

Con los datos obtenidos anteriormente:

1. Construya la curva Temperatura Vs. Presión y realice el respectivo análisis.
2. Tome 3 puntos de los datos anteriores: Temperatura de ebullición normal a presión atmosférica local, y dos valores de presión y temperatura intermedios.
Una vez tomados los tres valores experimentales, se procede a obtener los correspondientes valores de las constantes de la Ecuación de Antoine, utilizando el método estadístico de la regresión lineal múltiple, de la siguiente forma:

$$\ln P^{vap} = A - \frac{B}{T + C} = \frac{A(T + C) - B}{T + C} \quad (\text{Ecu. 2})$$

$$(T + C) \ln P^{vap} = A(T + C) - B$$

$$T \ln P^{vap} = (AC - B) + AT - C \ln P^{vap}$$

$$Y = b_o + b_1 X_1 + b_2 X_2$$

$$X_1 = T$$

$$X_2 = \ln P^{vap}$$

$$Y = T \ln P^{vap}$$

$$b_1 = A$$

$$-b_2 = C$$

$$b_o = AC - B$$

$$B = AC - b_o = -b_1 b_2 - b_o = -(b_o + b_1 b_2)$$

$$[Y] = [X][B^*]$$

$$[B^*] = \frac{[Y]}{[X]}$$

$$[B^*] = \begin{bmatrix} b_o \\ b_1 \\ b_2 \end{bmatrix}$$

$$[Y] = \begin{bmatrix} T_1 \ln P_1^{vap} \\ T_2 \ln P_2^{vap} \\ T_3 \ln P_3^{vap} \end{bmatrix}$$

$$[X] = \begin{bmatrix} 1 & T_1 & \ln P_1^{vap} \\ 1 & T_2 & \ln P_2^{vap} \\ 1 & T_3 & \ln P_3^{vap} \end{bmatrix}$$

$$[B] = \begin{bmatrix} b_0 \\ A \\ -C \end{bmatrix} \quad y \quad B = AC - b_0$$

3. Con los resultados obtenidos, calcule el porcentaje de error verificando el valor de las constantes para el agua en la literatura técnica y establezca sus propias conclusiones.

8.4. PRÁCTICA 2: DETERMINACIÓN DEL CALOR DE VAPORIZACIÓN DEL AGUA

Objetivos

Determinar el calor de vaporización del agua a partir de datos obtenidos experimentalmente de temperatura y presión de vapor.

Introducción [4, pp. 163-166]

La Ecuación de Clausius-Clapeyron como la Ecuación de Antoine, se aplican para estudiar el comportamiento de cualquier líquido puro. La diferencia entre las anteriores está en el hecho de que para obtener el valor de las constantes involucradas, en el primer caso se necesitan dos (2) valores experimentales, mientras que en el segundo caso se necesitan tres (3) valores experimentales.

En la práctica anterior, se abordó el tema de la Ecuación de Antoine. Se describió la forma en la cual se podían obtener experimentalmente las tres (3) constantes involucradas en la mencionada ecuación. En esta práctica entonces, se pretende comparar dos métodos de cálculo para el calor de vaporización, el primero que utiliza la Ecuación de Clausius-Clapeyron, contra el segundo que combina la anterior con la Ecuación de Antoine.

Procedimiento Experimental

- Para el desarrollo de esta práctica se requiere del mismo equipo usado en la práctica anterior (8.3. Práctica 1). Siga uno a uno los pasos descritos en esta para obtener los respectivos datos de temperatura y presión de vapor para posterior tratamiento matemático de los mismos.

Análisis de Datos

Para esta práctica se desarrolla todo el tratamiento matemático para la obtención del calor de vaporización del agua con los resultados obtenidos experimentalmente. Como se señaló en la introducción, se pretende comparar dos métodos de cálculo para el calor de vaporización, el primero utilizando la Ecuación de Clausius-Clapeyron, contra el segundo que combina la anterior con la Ecuación de Antoine.

Ecuación de Clausius-Clapeyron: Esta ecuación representa las pendientes de las distintas curvas de saturación en el diagrama de cambios de fase de una sustancia pura, diagrama P-T. Para el caso de la curva de vaporización (o curva de condensación o curva de presión de vapor del líquido o curva de equilibrio vapor (g)-líquido(f)) se tiene que:

$$\left(\frac{dP}{dT}\right)_{f-g} = \frac{\Delta H_{vap}}{T(V_g - V_f)} \quad (\text{Ecu. 3})$$

$$@ T \ll T_c H_2O: V_g \gg V_f \Rightarrow (V_g - V_f) \approx V_g \quad (\text{Ecu. 4})$$

$$V_g = \frac{nRT}{P} \quad (\text{Ecu. 5})$$

Reemplazando (4) y (5) en (3):

$$\left(\frac{dP}{dT}\right)_{f-g} = \frac{\Delta H_{vap}}{T V_g} = \frac{\Delta H_{vap}}{n R T^2} P \quad (\text{Ecu. 6})$$

$$\left(\frac{dP}{P}\right) = d(\ln P) = \frac{\Delta H_{vap}}{R T^2} dT = - \frac{\overline{\Delta H_{vap}}}{R} d\left(\frac{1}{T}\right) \quad (\text{Ecu. 7})$$

$$\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\overline{\Delta H_{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) \quad (\text{Ecu. 8})$$

$$R = 1.9872 \frac{\text{gcal}}{\text{gmol K}}$$

A partir de (8):

$$\ln P_2 = - \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_2}\right) + \ln P_1 + \frac{\Delta H_{vap}}{R T_1} \quad (\text{Ecu. 9})$$

Agrupando los términos de la ecuación anterior se obtiene que:

$$\ln P^{vap} = \frac{A}{T} + B = \frac{A + BT}{T} \quad (\text{Ecu. 10})$$

A partir de (10) se puede obtener una expresión linealizada del tipo [5, p. 8]:

$$Y = b_o + b_1 X$$

La cual es

$$T \ln P^{vap} = A + BT$$

Donde:

$$X = T$$

$$Y = T \ln P^{vap}$$

$$b_o = A$$

$$b_1 = B$$

Aquí, se trata de determinar los coeficientes b_0 y b_1 de una ecuación lineal, a partir de dos (2) conjuntos de valores conocidos de las variables Y, X.

Utilizando el Algebra Matricial, la solución de este sistema es la siguiente:

$$[Y] = [X][B^*]$$

$$[B^*] = \frac{[Y]}{[X]}$$

donde:

$$[B^*] = \begin{bmatrix} b_o \\ b_1 \end{bmatrix} = \begin{bmatrix} A \\ B \end{bmatrix}$$

$$[Y] = \begin{bmatrix} T_1 \ln P_1^{vap} \\ T_2 \ln P_2^{vap} \end{bmatrix}$$

$$[X] = \begin{bmatrix} 1 & T_1 \\ 1 & T_2 \end{bmatrix}$$

En este punto, se toman 2 de los puntos experimentales, tanto de temperatura (K) y los correspondientes valores de la presión de vapor (mmHg).

Determinar los valores de A y B.

Obtenidos los valores de A y B, reemplace en la ecuación (10) y realice los cálculos necesarios para obtener la presión de vapor de agua con algunos de los datos experimentales.

Determine en este punto el porcentaje de error comparando con las tablas de vapor. En este punto, se pretende verificar la capacidad y asertividad de la ecuación de Clausius-Clapeyron.

Por otra parte, al calcular el calor de vaporización del agua por medio de la ecuación obtenida, se encuentra que al comparar las ecuaciones (9) y (10) resulta que:

$$A = \frac{-\Delta H_{vap}}{R}$$

$$\Delta H_{vap} = -A R \quad (\text{Ecu. 11})$$

o bien que:

$$B = \ln P^{vap} + \frac{\Delta H_{vap}}{R T}$$

$$\Delta H_{vap} = (B - \ln P^{vap}) R T = \left(B - \frac{A}{T} + B \right) R T = -A R \quad (\text{Ecu. 12})$$

A partir de las ecuaciones (11) y (12) se observa que el valor del calor de vaporización es el producto de dos (2) constantes, lo cual permite concluir preliminarmente que no se puede emplear dicha Ecuación de Clausius-Clapeyron para determinar el calor de vaporización del agua.

Ecuación de Antoine: Habiendo fallado la Ecuación de Clausius- Clapeyron para el cálculo del calor de vaporización, se propone emplear la Ecuación de Antoine para calcular la presión de vapor del agua líquida y combinarla con la Ecuación de Clausius-Clapeyron para determinar el calor de vaporización [3, pp. 87-94].

La Ecuación de Antoine relaciona la presión de vapor del agua pura (mmHg) con la temperatura absoluta (K) mediante una función logarítmica del siguiente tenor.

$$\ln(P^{vap}, mmHg) = A - \frac{B}{T(K) + C} ; T \in (284K, 441K) \quad (\text{Ecu. 13})$$

A, B, y C: Constantes para un compuesto bajo estudio.

Por procedimientos algebraicos completamente análogos a los seguidos anteriormente, se plantea lo siguiente para obtener el valor de las constantes A, B, y C:

$$\ln P^{vap} = A - \frac{B}{T + C} = \frac{A(T + C) - B}{T + C}$$

$$(T + C) \ln P^{vap} = A(T + C) - B$$

$$T \ln P^{vap} = (AC - B) + AT - C \ln P^{vap}$$

$$Y = b_o + b_1 X_1 + b_2 X_2$$

$$X_1 = T$$

$$X_2 = \ln P^{vap}$$

$$Y = T \ln P^{vap}$$

$$b_1 = A$$

$$-b_2 = C$$

$$b_o = AC - B$$

$$B = AC - b_o = -b_1 b_2 - b_o = -(b_o + b_1 b_2)$$

$$[Y] = [X][B^*]$$

$$[B^*] = \frac{[Y]}{[X]}$$

$$[B^*] = \begin{bmatrix} b_o \\ b_1 \\ b_2 \end{bmatrix}$$

$$[Y] = \begin{bmatrix} T_1 \ln P_1^{vap} \\ T_2 \ln P_2^{vap} \\ T_3 \ln P_3^{vap} \end{bmatrix}$$

$$[X] = \begin{bmatrix} 1 & T_1 & \ln P_1^{vap} \\ 1 & T_2 & \ln P_2^{vap} \\ 1 & T_3 & \ln P_3^{vap} \end{bmatrix}$$

Como puede verse para resolver el sistema de ecuaciones planteado se requieren tres (3) puntos experimentales, los cuales se toman aleatoriamente de los obtenidos en el desarrollo de la práctica.

Determinados los valores correspondientes de A, B y C, se proceden a reemplazar los mismos en la ecuación (13) y se realizan los cálculos necesarios para obtener la presión de vapor de agua con algunos de los datos experimentales.

En este punto, se determina el porcentaje de error comparando los datos con las tablas de vapor. Aquí, se pretende verificar la capacidad de la ecuación de Antoine obtenida.

Por otra parte, al calcular el calor de vaporización del agua por medio de la ecuación obtenida, se encuentra que al comparar las ecuaciones (6) y (13) resulta que [6, pp. 3-14]:

$$\left(\frac{dP}{dT} \right)_{f-g} = \frac{\Delta H_{vap}}{T V_g} = \frac{\Delta H_{vap}}{n R T^2} P \quad (\text{Ecu. 6})$$

$$\ln P^{vap} = A - \frac{B}{T + C} \quad (\text{Ecu. 13})$$

$$T = \frac{B}{A - \ln P} - C$$

$$P = e^{\left(A - \frac{B}{T + C} \right)}$$

$$\frac{dP}{dT} = e^{\left(A - \frac{B}{T + C} \right)} (-B) \frac{d\left(\frac{1}{T + C} \right)}{dT}$$

$$\frac{d\left(\frac{1}{T+C}\right)}{dT} = \frac{-1}{(T+C)^2}$$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{PB}{(T+C)^2} \quad (\text{Ecu. 14})$$

Comparando (6) con (14) se encuentra que:

$$\frac{PB}{(T+C)^2} = \frac{\Delta H_{vap} P}{nRT^2}$$

$$\Delta H_{vap} = \frac{RT^2 B}{(T+C)^2} \quad (\text{Ecu. 15})$$

A partir de la ecuación anterior, y utilizando los valores correspondientes a las constantes reportados en la literatura técnica; se calculan los valores para el calor de vaporización del agua a distintas temperaturas de acuerdo a los valores obtenidos experimentalmente.

Calcule los respectivos porcentajes de error y establezca las conclusiones pertinentes de toda la práctica.

8.5. CASOS DE ESTUDIO

Caso 1.

Otra solución a la ecuación de Antoine [7, 3-246].

$$A = \ln Pv_1 + \frac{B}{T_1 + 230}$$

$$A = \ln Pv_2 + \frac{B}{T_2 + 230}$$

$$0 = \ln \left(\frac{Pv_1}{Pv_2} \right) + \left(\frac{B}{T_1 + 230} \right) - \left(\frac{B}{T_2 + 230} \right)$$

$$\ln \left(\frac{Pv_2}{Pv_1} \right) = \frac{B(T_2 - T_1)}{(T_1 + 230)(T_2 + 230)}$$

$$B = \frac{\ln \left(\frac{Pv_2}{Pv_1} \right) (T_1 + 230)(T_2 + 230)}{T_2 - T_1}$$

$$\begin{aligned} T_1 &= 284 \text{ K} = 10.85 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow Pv_1 = 8.8429 \text{ mmHg} \\ T_2 &= 441 \text{ K} = 167.85 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow Pv_2 = 5644.0942 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

$$B = 14,188.4342$$

$$A_1 = 29.7836$$

$$A_2 = 29.7836$$

$$\ln P_v = A - \frac{B}{T + C}$$

$$\ln P_v = 29.7836 - \frac{14,188.4342}{T(K) + 230}$$

$$T_1 = 284 \text{ K} \rightarrow Pv_1 = 8.8431 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = 441 \text{ K} \rightarrow Pv_2 = 5644.2496 \text{ mmHg}$$

$$T_3 = \frac{T_1 + T_2}{2} = 362.5 \text{ K} = 89.35 \text{ }^\circ\text{C}$$

Según Tablas de Vapor

$$P_{v_3} = 68.5397 \text{ KPa} = 514.09 \text{ mmHg}$$

Según la Ecuación de Antoine

$$P_{v_3} = 342.7069 \text{ mmHg}$$

Difieren los valores apreciablemente. Aproximar *v* *gr a* -45.

*Sea $C = -46.13$

$$B = \frac{\ln\left(\frac{P_{v_2}}{P_{v_1}}\right)(T_1 - 46.13)(T_2 - 46.13)}{T_2 - T_1}$$

$$B = \frac{\ln\left(\frac{5644.2496}{8.8431}\right)(284 - 46.13)(441 - 46.13)}{441 - 284}$$

$$B = 3864.0492 \text{ vs. } 3816.44$$

$$A = 18.4240 \text{ vs. } 18.3036$$

$$C = -45$$

$$B = 3893.5156$$

$$A = 18.4705$$

*Este valor puede ser “extraído” de las tablas.

Caso 2.

Conversión de Ecuaciones. Cambio de las Constantes de Antoine de un sistema de unidades a otro [8, pp. 252-253].

La presión de saturación de un líquido/vapor, p^{sat} , se representa a menudo como una función de la temperatura por una ecuación de la forma:

$$\log p^{sat} (mmHg) = a - \frac{b}{t(^{\circ}C) + c}$$

Aquí los parámetros a, b y c son constantes específicas de la sustancia. Suponga que se requiere representar la presión de saturación, p^{sat} , por medio de la ecuación equivalente

$$\ln P^{sat} (kPa) = A - \frac{B}{T(K) + C}$$

Muestre cuál es la relación existente entre los parámetros de las dos ecuaciones.

Solución:

$$p^{sat} (mmHg) = p^{sat} (kPa) \frac{760 \text{ mmHg}}{101.325 \text{ kPa}}$$

$$p^{sat} = \frac{760}{101.325} p^{sat}; p^{sat} = 7.5006 p^{sat}$$

$$\ln = 2.3026 \log; \log \frac{\ln}{2.3026}$$

$$\log P^{sat} = \frac{\ln(7.5006 P^{sat})}{2.3026}; \log(X, Y) = \log X + \log Y$$

$$\log P^{sat} = \frac{2.0150 + \ln P^{sat}}{2.3026} = a - \frac{b}{t(^{\circ}C) + c}$$

$$\ln P^{sat} = 2.3026(a) - 2.0150 - \frac{2.3026(b)}{T(K) - 273.15 + c}$$

$$\ln P^{sat} = A - \frac{B}{T(K) + C}$$

$$A = 2.3026(a) - 2.0150 \quad B = 2.3026(b) \quad C = c - 273.15$$

En la Ecuación de Antoine si solamente se conocen dos puntos de ebullición, se da un valor a uno de los parámetros (C=230) y se evalúan A y B a partir de las siguientes expresiones:

$$A = \text{Log } P^{sat} + \frac{B}{T + 230}$$

$$B = \frac{\log \left(\frac{P_1^{sat}}{P_2^{sat}} \right) (T_1 + 230)(T_2 + 230)}{T_2 - T_1}$$

Donde las unidades de mmHg y K son las más usadas. Una ecuación de Antoine ajustará con exactitud los datos de la presión de vapor desde la temperatura de fusión hasta $T_r = 0.85$ a 0.95 . La exactitud es mejor cuando las tres constantes son evaluadas a partir de datos experimentales; cuando las ecuaciones anteriores se usan con dos puntos de ebullición, el método pierde exactitud para temperaturas normales de ebullición menores que 250 K o para compuestos altamente polares a temperaturas reducidas menores que 0.65.

Caso 3.

Explicación del Fenómeno de Cavitación de una bomba centrífuga [9, p.251].

Explicación del fenómeno de cavitación de una bomba centrífuga en el diagrama de cambios de fase para el agua o diagrama P-T: Sobre una línea isoterma A-B en la figura 8.2 puede verse que si la tubería de succión de la bomba está mal diseñada, la presión a la succión puede caer por debajo de la presión de vapor o de saturación del agua a dicha temperatura, obteniéndose una mezcla de líquido y vapor, la cual produce el fenómeno de cavitación. Hay que recordar que el volumen específico del vapor es mucho mayor que el volumen específico del líquido, y al estar las dos fases presentes el caudal suministrado por la bomba disminuye dramáticamente.

A partir de lo anterior se puede complementar el tradicional concepto que establece que la presión de vapor de un líquido “es aquella a la que un líquido está en equilibrio con su vapor en un sistema cerrado a una temperatura dada” agregando que “es la presión mínima para que un líquido exista como tal a una temperatura dada”. Se aclara entonces que cuando se bombea agua en fase líquida saturada, la bomba siempre debe ubicarse por debajo del depósito de succión.

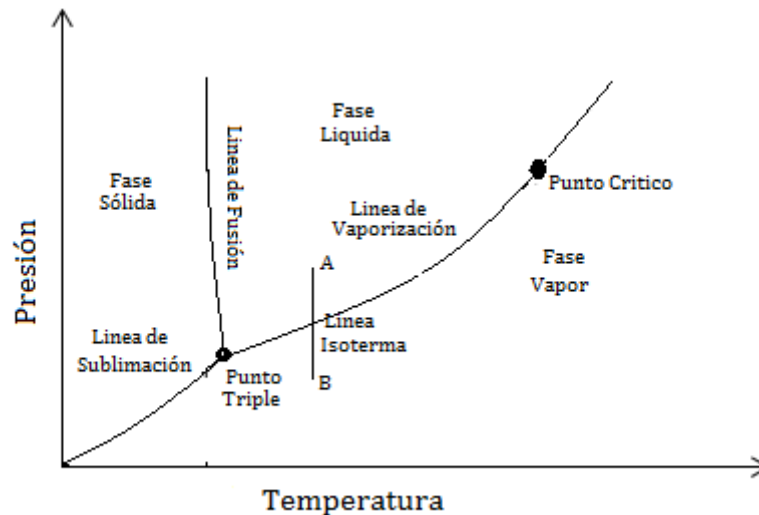


Figura 8.2: Diagrama de Cambios de Fase para el Agua
Tomada de [9, p. 251]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] ATKINS, P.W.; JONES, L. L. "Principios de Química: Los caminos del descubrimiento" Tercera Edición. Buenos Aires: Editorial Médica Panamericana S.A., 2006.
- [2] BROWN, Theodore L.; LeMAY, Eugene Jr. , BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R.. "Química la Ciencia Central" Novena Edición. México: Pearson Educación., 2004.
- [3] RIOS A., Luis Guillermo. "La Ecuación de Antoine". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 11, II Semestre 1999.
- [4] RIOS A., Luis Guillermo. "Determinación del Calor de Vaporización del Agua". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 49, Diciembre 2011.
- [5] TAFLIN, Daniel C. "Asimpler way to calculate vapor pressure". New York: Chemical Engineering, May 1996.
- [6] OLIVARES FUENTES, Armando, et al. "Determinación de presiones de vapor de sustancias puras en ebulloimetría". México: Revista Tecnología, Ciencia, y Educación (IMIQ), Vol 1, #1, 1986.
- [7] PERRY, Robert H., et al (Editors). "Chemical Engineers' Handbook" Fifth Edition. New York: McGraw-Hill Book Company, 1973.
- [8] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSTAFÁ IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 32, 2006.
- [9] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSTAFÁ IZA, Yamal. "Guías Prácticas para los Sistemas de Flujo". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 40, 2008.

9. CALOR ESPECÍFICO

9.1. INTRODUCCIÓN

Mantener la temperatura de la Tierra en un rango compatible con la vida es fundamental para la supervivencia de los seres vivos. Una de las propiedades del agua que resulta esencial para la regulación de la temperatura en los organismos y en el medio ambiente es su calor específico [1, pp. 52-53].

Cuando se añade calor a un sólido o un líquido, la energía podría aumentar, la energía cinética molecular (cambio de temperatura) y también la energía potencial asociada a los enlaces moleculares. Las distintas sustancias tienen diferentes configuraciones moleculares y patrones de enlace. Por tanto, si se añade la misma cantidad de calor a masas iguales de diferentes sustancias, los cambios de temperatura producidos generalmente no son iguales [2, pp. 19-20].

9.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

La cantidad de energía calorífica necesaria para elevar la temperatura de una masa dada de una sustancia una cantidad determinada varía de una sustancia a otra. Por ejemplo, el calor que se necesita para elevar la temperatura de 1 Kg de agua en 1 °C es de 4186 J, pero el calor que se requiere para elevar la temperatura de 1 Kg de cobre en 1 °C es de sólo 387 J. Cada sustancia precisa una cantidad de calor especial para cambiar la temperatura de 1 Kg de la misma en 1°C, y este número se conoce como el calor específico de la sustancia. El calor específico varía con la temperatura. Supóngase que una cantidad, Q , de calor se transfiere a una sustancia de masa m , con lo cual su temperatura cambia en ΔT . El calor específico, c , de la sustancia se define como [3, p. 342]:

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} \quad (\text{Ecu. 1})$$

A partir de esta definición podemos expresar el calor transferido entre un sistema de masa m y su entorno, para un cambio de temperatura ΔT , como:

$$Q = mc\Delta T \quad (\text{Ecu. 2})$$

Por ejemplo, el calor necesario para elevar la temperatura de 0.500 kg de agua en 3.00°C es igual a $(0.500 \text{ kg}) \cdot (4186 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}) = 6280 \text{ J}$ [3, p. 343].

Adviértase que, cuando la temperatura aumenta, ΔT y Q se toman como valores *positivos*, que corresponden a calor que fluye *hacia* el sistema. Análogamente, cuando la temperatura baja, ΔT y Q son *negativos* y fluye calor *hacia fuera* del sistema [3, p. 343].

Las unidades del SI de calor específico son $J/(Kg \cdot K)$ o $J/(Kg \cdot ^\circ C)$. El calor específico es característico de la sustancia e independiente de su masa. Por tanto, el calor específico da una indicación de la configuración molecular interna y los enlaces de un material [4, p. 375]. Cuanto mayor es el calor específico de una sustancia, más energía es preciso transferir o quitar a una masa dada de una sustancia para cambiar su temperatura. Es decir, una sustancia con calor específico alto tiene mayor capacidad para almacenar el calor transferido, para un cambio de temperatura (y masa) dado [4, p. 376].

Los metales tienen calores específicos considerablemente más bajos que el del agua. Por ello, se requiere poco calor para producir un aumento de temperatura considerable en los objetos metálicos [4, p. 376]. A continuación se muestra una tabla con los calores específicos de algunos materiales a presión atmosférica constante:

Tabla 9.1: Calor Especifico de Algunos Materiales

Sustancia	$J/Kg \cdot ^\circ C$	$Cal/g \cdot ^\circ C$
Agua	4186	1.00
Aluminio	900	0.215
Berilio	1820	0.436
Cadmio	230	0.055
Cobre	387	0.0924
Germanio	322	0.077
Hielo	2090	0.500
Hierro	448	0.107
Mercurio	138	0.033
Oro	129	0.0308
Plata	234	0.056
Plomo	128	0.0305
Silicio	703	0.168
Vapor de agua	2010	0.480
Vidrio	837	0.200

Tomada de [3, p. 342]

9.2.1 Calor Especifico de los Gases [5, pp. 60- 61]

Para las sustancias líquidas y sólidas el valor del calor específico es casi independiente de la presión, debido a que la variación de volumen de estas sustancias con el variar de la temperatura es muy reducida o inapreciable. Pero no se puede decir lo mismo para las sustancias gaseosas que con el calentamiento o el enfriamiento varían notablemente de volumen. Por esto, para los gases se deben distinguir: el calor específico a presión constante C_p y el calor específico a volumen constante C_v .

Si se calienta un gas dejándolo expandir libremente, aumenta el volumen quedando constante la presión: en este caso el gas debe efectuar un trabajo mecánico para vencer la presión atmosférica, a expensas de una cierta cantidad de calor que se le entrega. Esto, al contrario, no ocurre cuando el gas se calienta y se mantiene a volumen constante. La consecuencia es que para obtener un mismo aumento de temperatura de una determinada cantidad de gas, será necesaria una mayor cantidad de calor para el gas que se mantiene a presión constante, mientras será menor cuando se mantiene a volumen constante. Por esto, el calor específico a presión constante de los gases, es mayor que el calor específico a volumen constante, o sea, es:

$$C_p > C_v$$

Si los calores específicos de los gases se refieren a la cantidad de 1 gramo molécula, considerados en condiciones normales (a 0° y 760 mmHg), en este caso el primero toma la denominación de calor molecular a presión constante y se indica con el C_p ; y el segundo, calor molecular a volumen constante y se indica con C_v .

9.3. PRÁCTICA 1: CP DEL AGUA SISTEMA CERRADO

Objetivo

Determinar experimentalmente la capacidad calorífica del agua en un sistema cerrado.

Introducción

La capacidad del agua para estabilizar la temperatura proviene de su calor específico relativamente alto. Como ya se ha dicho, el Calor Específico de una sustancia se define como la cantidad de calor que debe absorberse o perderse para que 1 g de esa sustancia cambie su temperatura en 1 °C. El calor específico puede entenderse como una medida de cómo una sustancia resiste al cambio en la temperatura cuando absorbe o libera calor [6, p. 49].

Materiales y Equipos

Ilustración 9.1: Materiales y Equipos para Cp del Agua Sistema Cerrado



En estas fotografías se observan todos los equipos y materiales necesarios para el desarrollo de la práctica. El equipo consiste en una cafetera metálica sencilla con un volumen aproximado de dos litros y una resistencia interna de 660 Watts para una tensión 120 Voltios AC.

Para determinar la cantidad de energía suministrada para el calentamiento del volumen de agua en la cafetera, puede utilizarse un contador eléctrico monofásico convencional (de uso residencial) o bien, una pinza voltiamperimétrica y un cronómetro.

En este caso se emplearon ambos equipos para fines comparativos. El contador de disco opera bajo las siguiente característica (1 kW-h equivale a 750 vueltas) y una tensión de 110 voltios. La pinza voltiamperimétrica digital tiene una resolución de operación de 0.01 A y 0.1 V. Además, es necesario un cable auxiliar para garantizar que la pinza cense la fase (línea viva).

Un termómetro digital con una resolución de 0.1 °C, y una sonda de temperatura por inmersión para líquidos o geles que opera en el rango de $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $1090\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($-40\text{ }^{\circ}\text{F}$ a $1994\text{ }^{\circ}\text{F}$); de 21.3 cm (8.375 in) de longitud.

Como material complementario se debe utilizar un compartimiento para aislar térmicamente la cafetera del medio ambiente. En este caso se utilizó una caja de cartón cuyas paredes internas estaban recubiertas de poliestireno expandido (icopor) más un relleno de lana mineral.

Procedimiento Experimental

- Medir un volumen de agua de 1700 mL el cual se vierte en la cafetera (se toma una masa de agua grande para que esta sea mucho más representativa que la del material) y se registra la temperatura inicial del agua.
- Se ubica la cafetera con el volumen de agua y perfectamente tapada en la cámara aislante. La cafetera se introduce en un compartimiento provisto de aislamiento térmico para minimizar la transferencia de calor al medio ambiente.
- Se enciende la cafetera la cual debe estar conectada al contador (Si se empleara este equipo). Este mide la cantidad de energía suministrada para el calentamiento de la masa de agua. Para este caso 1 kW hora equivale a 750 vueltas. Realizar la respectiva medición de la cantidad de vueltas realizadas en un periodo de 2 minutos o 2 minutos y medio. Esta observación se realiza en el disco giratorio del contador teniendo en cuenta la marca impresa en ella y fijando un punto de referencia que permita contar cada giro realizado.

Se recomienda no aportar tanto calentamiento al sistema, es decir, periodos largos de calentamiento al sistema para que no se presente transferencia de calor al ambiente.

- Si no se dispone del contador eléctrico para la medición de la cantidad de energía suministrada, se deben tomar los valores de Voltaje y Corriente en el cable auxiliar de conexión eléctrica, los cuales son medidos con la pinza voltiamperimétrica. Recuerde medir el tiempo de calentamiento del sistema.
- Transcurrido el tiempo de calentamiento, apagar los equipos, destapar la cámara aislante y tomar la temperatura final después del agua.

Formato para la Toma De Datos

Volumen de agua: _____ mL

T_{Inicial}: _____

T_{Final}: _____

Voltaje: _____ V.

Corriente: _____ A.

Vueltas (Disco de contador): _____

Análisis de Datos

1. Calcular la energía suministrada al sistema en kilojoules (kJ) por el periodo de calentamiento establecido con los siguientes datos:
 - Datos con el contador (si se realizó con este equipo), numero de vueltas, teniendo en cuenta que para este caso :

1 kW hora equivale a 750 vueltas.

- 0 datos de voltaje y corriente obtenidos con la pinza voltiamperimétrica.

Teniendo en cuenta que:

$$\dot{W} = V \times I \times t \quad (\text{Ecu. 3})$$

2. Determinar el C_p del agua teniendo en cuenta que:

$$Q - W \cong m C_v (T_2 - T_1) \quad (\text{Ecu. 4})$$

Haga uso de las tablas de vapor para obtener los demás datos necesarios para realizar los cálculos.

3. Determinar el respectivo porcentaje de error y establezca sus propias conclusiones.

9.4. PRÁCTICA 2: CP PARA UN VOLUMEN DE CONTROL (CP DEL AGUA SISTEMA ABIERTO)

Objetivo

Determinar experimentalmente la capacidad calorífica del agua en un sistema abierto.

Introducción

En la siguiente práctica se determinará el C_p del agua en un sistema abierto o volumen de control dada la importancia que tiene la medición de variables termodinámicas en este tipo de sistemas. Los sistemas abiertos o volúmenes de control suelen ser los de mayor interés práctico ya que facilitan el estudio del flujo de fluidos a través de conductos, válvulas de restricción, cambiadores de calor, compresores y turbinas rotodinámicas, cámaras de mezcla, cámaras de combustión, y reactores químicos de flujo, etc., [7] .

Materiales y Equipos

Ilustración 9.2: Materiales y Equipos C_p del Agua Sistema Abierto



⁵⁰ Modelo de cafetera similar a la usada en la práctica. Fuente: www.alkosto.com.



En las fotografías se observan todos los equipos y materiales necesarios para el desarrollo de la práctica. El equipo consta de una cafetera similar a la Kalley CM100K, la cual es fraccionada para realizar los respectivos acoples. Una válvula terminal de media con extremo enroscado. Mangueras plásticas de $\frac{1}{4}$ de pulgada y $\frac{3}{8}$ de pulgada (las mangueras son las que se emplean para el manejo de agua potable en uso doméstico). Un conector para acoplar la manguera $\frac{3}{8}$ de pulgada a la válvula terminal de media. Una probeta de polipropileno de 1 o 2 L.

Procedimiento Experimental

- Realizar el respectivo montaje del equipo. Abrir la llave de suministro de agua y dejar que ésta fluya libremente por el sistema para que salga el aire de la manguera y mantener unos regímenes de flujo estables. Tomar la temperatura inicial del agua que se recoge en la probeta.
- Encender la cafetera, abrir la llave del suministro de agua y permitir que fluya el agua hasta que se llene completamente la probeta para que la temperatura de ésta sea uniforme con la temperatura del agua que va a salir. Es importante tener un recipiente auxiliar para descartar los volúmenes de agua recolectada.
- Descartar el primer volumen recolectado en la probeta. Mientras se hace esta operación de vaciado poner otro recipiente en su lugar para no interrumpir la salida de agua con el fin de mantener un flujo constante.

- Poner nuevamente la probeta en la salida de agua e inmediatamente activar el cronometro para registrar los segundos necesarios para recolectar un volumen de agua determinado (alrededor de 1600 mL). Mientras se llena el recipiente, tomar la intensidad y la tensión en el cable auxiliar de la conexión eléctrica.
- Al recolectar el volumen indicado, parar el cronometro, registrar el tiempo y tomar la temperatura final del agua almacenada.

Formato Para La Toma De Datos

Volumen de agua recogido: _____ mL

T_{Inicial}: _____

T_{Final}: _____

Voltaje: _____ V.

Corriente: _____ A.

Tiempo: _____

Análisis de Datos

1. Determinar el calor específico del agua, realizando todos cálculos con las condiciones de salida.

$$\dot{Q} - \dot{W} = \dot{m} (h_2 - h_1) \quad (\text{Ecu. 5})$$

$$- (-\dot{W}_{elec}) \cong \dot{m} C_p (T_2 - T_1) \quad (\text{Ecu. 6})$$

$$\dot{V} = \frac{\text{volumen}}{t} \quad (\text{Ecu. 7})$$

$$\dot{W}_{electrico} = V * I \quad (\text{Ecu. 8})$$

Haga uso de las tablas de vapor para obtener los demás datos necesarios para realizar los cálculos. Determinar el respectivo porcentaje de error.

9.5. PRÁCTICA 3: CP DEL AIRE

Objetivo

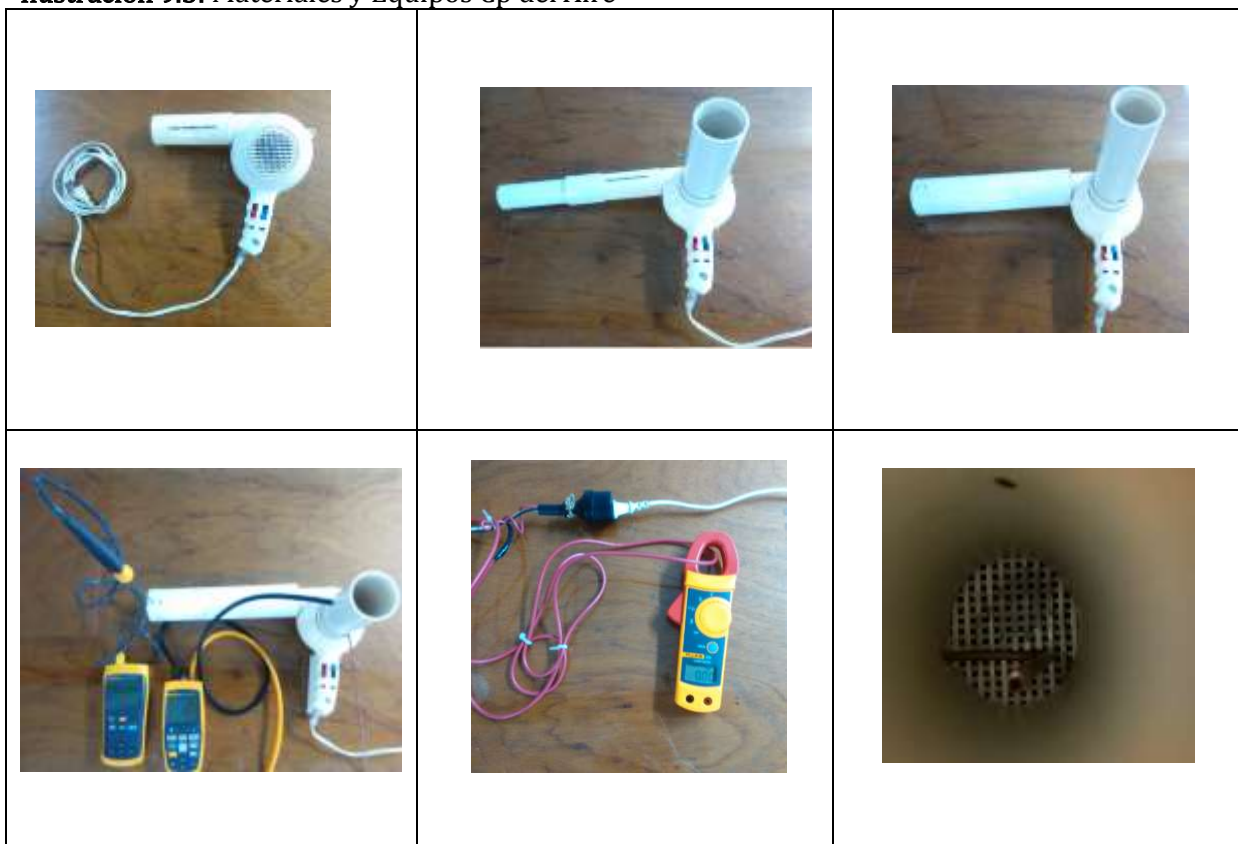
Determinar experimentalmente el calor específico del aire en un sistema abierto.

Introducción

Los calores específicos para gases son más complicados que para los sólidos y líquidos, que modifican su volumen sólo ligeramente con un cambio de temperatura. Los gases cambian enormemente su volumen con un cambio en la temperatura a presión constante. El calor específico de un gas depende mucho de cómo se lleve a cabo el proceso de cambiar su temperatura. Más comúnmente, se trata con los calores específicos de los gases al mantener a) la presión constante (C_p) o b) el volumen constante (C_v). En la siguiente práctica, se determinara entonces esta variable a presión constante [8, p. 388].

Materiales y Equipos

Ilustración 9.3: Materiales y Equipos C_p del Aire



En las fotografías se observan todos los equipos y materiales necesarios para el desarrollo de la práctica. El equipo consta de un secador de cabello convencional de 1500 Watts.

Un termómetro digital con una resolución de 0.1 °C, y una sonda para medir la temperatura de aire que opera en un rango – 40 °C a 816 °C (– 40 F a 1500.8 F); de 20.3 cm (8 in) de longitud. Una pinza voltiamperimétrica digital que tiene una resolución de operación de 0.01 A y 0.1 V. Además, es necesario un cable auxiliar para garantizar que la pinza cense la fase (línea viva). Un anemómetro con tubo pitot o una anemómetro del tipo de turbina.

Al secador se le realizaron las siguientes modificaciones:

En la línea de succión se le adapto una unión de PVC Presión de 2 pulgadas para poder utilizar el anemómetro ya sea en tubo pitot o del tipo turbina. En la descarga de adapto un tubo PVC Presión de 1 ¼ de pulgada. Al interior de este tubo se instalaron varios deflectores o “baffles” para garantizar el mezclado del aire y la uniformidad la temperatura para disminuir las pérdidas de calor. Finalmente, se recubrió este tubo con un tubo de cartón.

Procedimiento Experimental

- Realizar el respectivo montaje del equipo como se muestra en las fotografías. Registrar la temperatura ambiente y medir el diámetro interno del tubo de salida de aire caliente.
- Se procede a encender el equipo y se toman inicialmente los valores de voltaje y corriente en el cable auxiliar de conexión eléctrica con la ayuda de la pinza voltiamperimétrica. La temperatura de operación del secador debe ser media, de esta forma, se disminuye la perdida de calor al medio obteniendo de esta forma resultados más precisos.
- Se toman varias velocidades de flujo con el anemómetro en diferentes zonas del área del tubo de succión. La toma de varios datos se realiza con el propósito de calcular un valor promedio y verificar que el flujo de entrada sea relativamente uniforme.

Formato para la toma de datos:

Datos de Velocidad de Flujo de aire

$\Phi =$ _____ mm

I = _____

V = _____

T_{Entrada} = _____

T_{Salida} = _____

$\langle V \rangle$ (Velocidad promedio) = _____

Análisis de Datos

1. Calcular la capacidad calorífica del aire teniendo en cuenta lo siguiente:

$$\dot{W}_{electrico} = \dot{m}C_p (T_2 - T_1) \quad (\text{Ecu. 9})$$

$$\dot{m} = \rho \langle v \rangle A \quad (\text{Ecu. 10})$$

$$\rho = \frac{P}{RT} \quad (\text{Ecu. 11})$$

2. Determine el porcentaje de error y establezca sus propias conclusiones.

9.6. PRÁCTICA 4: RELACIÓN DE CALOR ESPECÍFICO $k = C_p/C_v$ ⁵¹

Objetivo

Medir la relación del calor específico del aire a presión y volumen constante de acuerdo al método de Clement y Dessormes.

Introducción [9, p. 22]

Considere una masa de aire encerrado en un recipiente grande a una presión P_1 la cual es ligeramente mayor que la atmosférica P_0 . La temperatura del gas ($^{\circ}\text{C}$) es la temperatura del laboratorio. Suponga que mediante la apertura de una válvula momentáneamente se permite que el gas alcance la presión atmosférica (P_0). El cambio en la presión tiene lugar rápidamente y no hay transferencia de calor hacia o desde fuentes externas y la expansión se dice que es puramente adiabática. El gas comprimido en el recipiente tiene que hacer algún trabajo en forzar algo del gas fuera del recipiente durante la expansión. En consecuencia inmediatamente después de cerrar la válvula la temperatura del gas que queda en el recipiente está por debajo de la temperatura ambiente, la presión aumenta hasta cierto valor P_2 .

Permita que V_1 , V_0 y V_2 denoten los volúmenes iniciales, intermedios y finales de la unidad de masa del gas en el recipiente, de modo que la misma masa del gas sea considerada en cada caso. Si la expansión desde el estado inicial es, presión p_1 y volumen V_1 , el estado intermedio, presión p_0 y volumen V_0 , es adiabático, la presión y el volumen están relacionados por la ecuación:

$$p_1 V_1^{\gamma} = p_0 V_0^{\gamma} \quad (\text{Ecu. 12})$$

Donde γ es la relación de los calores específicos del gas a presión y volumen constante respectivamente. Puesto que el gas en el estado inicial y final está a la misma temperatura, la relación existente entre las diferentes presiones y volúmenes está dada por la ley de Boyle, o

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad (\text{Ecu. 13})$$

⁵¹ Práctica adaptada de: EATON, V.E; OVERBECK, C. J; y otros. "Selective experiments in physics". Copyright, Central Scientific 1940.

Ahora $V_2=V_0$ desde allí es la misma masa del gas en el recipiente en los estados intermedio y final. Para encontrar las relaciones existentes entre γ y las diferentes presiones es necesario eliminar varios volúmenes V_0 , V_1 , V_2 en las ecuaciones (12) y (13).

De la ecuación (13), elevando ambos lados de la ecuación al mismo γ , resulta que

$$\left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma = \left(\frac{p_2}{p_1}\right)^\gamma \quad (\text{Ecu. 14})$$

Para la ecuación (12) y el hecho de que $V_2 = V_0$

$$\left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma = \frac{p_0}{p_1} \quad (\text{Ecu. 15})$$

Por tanto,

$$\left(\frac{p_2}{p_1}\right)^\gamma = \frac{p_0}{p_1} \quad (\text{Ecu. 16}) \quad \text{o} \quad \gamma = \frac{\log\left(\frac{p_0}{p_1}\right)}{\log\left(\frac{p_2}{p_1}\right)} \quad (\text{Ecu. 17})$$

Materiales y Equipos

Ilustración 9.4: Materiales y Equipos para Relación de Calor Especifico





El equipo para el desarrollo de esta práctica consta de un botellón de agua con una capacidad de aproximadamente 20 L (de los que se consiguen comercialmente para agua embotellada), este debe estar perfectamente seco.

Se inserta un tapón de caucho el cual debe encajar perfectamente en la boca del botellón para asegurar la hermeticidad del sistema; al tapón se le realizan 2 perforaciones para instalar 2 tubos de cobre de $\frac{1}{4}$ y $\frac{5}{16}$ ⁵² pulgadas de diámetro. Al tubo de $\frac{5}{16}$ pulgadas se le adaptan varios accesorios de $\frac{1}{4}$ de pulgada como: una T, un codo, y una válvula de bola.

Al tubo de $\frac{1}{4}$ de pulgada se le adapta una válvula de cierre y un racor de los que se utilizan para el llenado de aire de los neumáticos de bicicleta.

Un manómetro de carátula de 2.5 in con conexión vertical de 0.25 in, que opera en el rango de 0 a 60 inH₂O.

Además, se requiere una “bomba” o inflador manual para bicicletas para la inyección del aire al sistema. Se adapta un racor de bicicleta en el cual se conectará el inflador.

⁵² Se recomienda utilizar el tubo de $\frac{5}{16}$ o $\frac{3}{8}$ de pulgada para en el procedimiento facilitar la evacuación de aire en el aire un tubo de mayor. Para el llenado del botellón es suficiente con el tubo de $\frac{1}{4}$.

Procedimiento Experimental

- Abrir la válvula que permite la entrada de aire hacia el interior del recipiente. Se suministra aire con la ayuda del inflador de bicicleta hasta alcanzar una presión de alrededor de 20 inH₂O, cerrar la llave de entrada y registrar el valor de presión obtenido.
- Posteriormente, se abre la válvula de salida (válvula de bola) por un instante permitiendo que la presión se reduzca totalmente, es decir, que la aguja del manómetro regrese a su estado inicial.
- Después se cierra rápidamente la válvula de bola, se observará como la aguja del manómetro empieza a subir lentamente. Observar con atención el valor de este aumento hasta que permanezca constante y registrarlo.

Formato para la toma de datos

P₀ (Presión atmosférica local): _____

P₁ (Presión alcanzada al inyectar el aire): _____

P₂ (Presión alcanzada después de abrir y cerrar la válvula): _____

Análisis de Datos

Haciendo uso de la ecuación (17):

$$\gamma = \frac{\log\left(\frac{p_0}{p_1}\right)}{\log\left(\frac{p_2}{p_1}\right)}$$

Determine la relación de calor específico γ y el respectivo porcentaje de error.

9.7. EJERCICIOS PARA RESOLVER [10. p. 152]

1. Un mol de un gas ideal se comprime adiabáticamente en una sola etapa con una presión opuesta constante igual a 10 atm. Inicialmente, el gas está a 27 °C y 1 atm de presión; la presión final es de 10 atm. Calcular la temperatura final del gas, W, Q, ΔE y ΔH . Hágalo por dos casos: Caso I. Gas monoatómico, $\bar{C}_v = \frac{3}{2}R$. Caso II. Gas diatómico. $\bar{C}_v = \frac{5}{2}R$. ¿Cómo se verían afectadas las diferentes cantidades si se utilizaran n moles en lugar de un mol?.
2. Un mol de un gas ideal a 27 °C y 1 atm es comprimido adiabática y reversiblemente a una presión final de 10 atm. Calcular la temperatura final, Q, W, ΔE y ΔH para los mismos dos casos como en el problema 1.
3. Un mol de un gas ideal a 27 °C y 10 atm presión se expande adiabáticamente hasta una presión final de 1 atm contra una presión opuesta constante 1 atm. Calcule la temperatura final Q, W, ΔE y ΔH para los dos casos, $\bar{C}_v = \frac{3}{2}R$ y $\bar{C}_v = \frac{5}{2}R$.
4. Repita el problema 3 asumiendo que la expansión es reversible.
5. a) Un mol de un gas ideal, $\bar{C}_v = \frac{3}{2}R$, se expande adiabáticamente y reversiblemente. El estado inicial: 300 K, 1 atm; El estado final: 0.5 atm. Calcule Q, W, ΔE , y ΔS .
b) El mismo gas, inicialmente a 300 K y 1 atm, se expande adiabáticamente contra una presión opuesta constante igual a la presión final, 0.5 atm. Calcule Q, W, ΔE , y ΔS .

9.8. LECTURA COMPLEMENTARIA: IMPORTANCIA DEL CALOR ESPECÍFICO DEL AGUA [3, p. 243].

El agua tiene el calor específico más elevado de las sustancias que es probable encontrar en condiciones ordinarias. Este alto calor específico es la causa de las temperaturas moderadas que se registran en las regiones cercanas a grandes cuerpos de agua. A medida que la temperatura de un cuerpo de agua disminuye durante el invierno, el agua despidе calor hacia el aire, el cual lo transporta hacia tierra cuando los vientos predominantes son favorables. Por ejemplo, los vientos predominantes cerca de la costa occidental de Estados Unidos son hacia tierra, y el calor que el océano pacífico libera cuando se enfría mantiene las zonas costeras mucho más calientes de lo que estarían en otras circunstancias. Esto explica porque los estados costeros occidentales de ese país tienen en general un clima invernal más favorable que los estados costeros orientales, donde los vientos no llevan calor hacia tierra. El mismo efecto también hace que los veranos sean más frescos en San Francisco que en una región similar de la costa oriental.

El hecho de que el calor específico del agua es mayor que el de la tierra es la causa del patrón que el flujo de aire adopta en una playa. Durante el día, el sol aporta cantidades aproximadamente iguales de energía a la playa y al agua pero el calor específico más pequeño de la arena hace que la playa alcance una temperatura más alta que el agua. En consecuencia, el aire que está sobre la tierra alcanza una temperatura mayor que el que se encuentra sobre el agua, y el aire más frío que está encima del agua es atraído hacia la playa para tomar el lugar del aire caliente ascendente; el resultado es una brisa que sopla del océano hacia tierra durante el día. Debido a que el aire caliente se enfría un poco a medida que asciende, más tarde tiende a bajar y establece un patrón de circulación que se invierte porque ahora el aire más caliente está sobre el agua. Las brisas que soplan desde la tierra y las brisas marinas son sin duda muy bien conocidas de los marineros.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] W.H. Freeman and COMPANY. "Química: Un Proyecto de la ACS (American Chemical Society)". New York : Editorial Reverté S.A., 2007.
- [2] FERNÁNDEZ, José Masaguer. "Sistemas Químicos: Guía de Profesor". Editorial Reverté S.A., 1968.
- [3] SERWAY, Raymond A., FAUGHN, Jerry S. "Física" Quinta Edición. México: Pearson Educación , 2001.
- [4] JERRY D, Wilson ; BUFFA, Anthony J. "Física" Quinta Edición. México: Pearson. Prentice Hall., 2003.
- [5] ANGIOLANI, Argeo. "Introducción a la Química Industrial. Fundamentos químicos y tecnológicos" Nueva Edición. Editorial Andres Bello.
- [6] CAMPBELL, Neil A. ; REECE, Jane B. "Biología" Séptima Edición. Madrid: Editorial Médica Panamericana, S.A., 2007.
- [7] Termodinámica del volumen de control. Tomado de: <http://webserver.dmt.upm.es/~isidoro/bk3/c05/Termodinamica%20del%20volumen%20de%20control.pdf>.
- [8] GIANCOLI, Douglas C. "Física: Principios con Aplicaciones" Sexta Edición. México: Pearson Education, 2006.
- [9] EATON, V.E; OVERBECK, C. J; y otros. "Selective Experiments in Physics". Copyright, Central Scientific Company., 1940.
- [10] CASTELLAN, Gilbert W. "Physical Chemistry" Second Edition Manila Addison-Wesley Publishing Company, 1973.

10. DIAGRAMAS DE CAMBIOS DE FASE

10.1. INTRODUCCIÓN

Utilizamos cubitos de hielo para enfriar nuestras bebidas; el calor de fusión del hielo enfría el líquido en el que está inmerso el hielo. Sentimos frío al salir de una alberca o de una ducha tibia porque el agua, al evaporarse de nuestra piel, extrae de nuestro cuerpo el calor de vaporización que necesita. Nuestro cuerpo usa la evaporación del agua de la piel para regular su temperatura, sobre todo cuando hacemos ejercicio intenso en un clima cálido. Los refrigeradores también aprovechan el efecto de enfriamiento que acompaña a la vaporización, su mecanismo contiene un gas encerrado que puede licuarse bajo presión. El gas absorbe calor al expandirse en una cámara en la que se evapora, y enfría el interior del refrigerador. Luego el vapor se recicla mediante un compresor.

Los anteriores son solo algunos de los muchos ejemplos donde los cambios de fase de la materia están presentes de forma importante en nuestra vida cotidiana [1, p. 421].

10.2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

El equilibrio entre un líquido y su vapor no es el único equilibrio dinámico que puede existir entre estados de la materia. En condiciones apropiadas de temperatura y presión, un sólido puede estar en equilibrio con su estado líquido o incluso con su estado de vapor. Un diagrama de fases es una forma gráfica de resumir las condiciones en las que existen equilibrios entre los diferentes estados de la materia, y también nos permite predecir la fase de una sustancia que es estable a cualquier temperatura y presión dadas [1, p. 427].

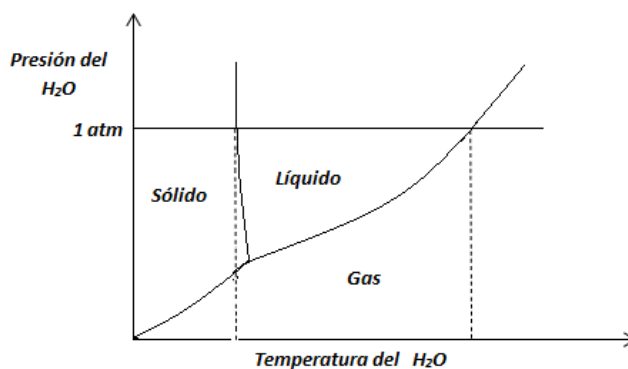


Figura 10.1: Diagrama de Cambios de Fase para el Agua

10.2.1 Cambios de Energía que Acompañan a los Cambios de Fase

Todo cambio de fase va acompañado por un cambio en la energía del sistema.

En un sólido, las moléculas o iones están en posiciones relativamente fijas unas respecto a otras, y se acomodan muy juntas a fin de reducir al mínimo la energía del sistema. Al aumentar la temperatura del sólido, sus unidades componentes vibran en torno a sus posiciones de equilibrio con un movimiento cada vez más vigoroso. Cuando el sólido se derrite, sus unidades componentes quedan en libertad de moverse unas respecto a otras, lo cual normalmente implica que aumentan sus separaciones medias. Este proceso se llama fusión. Sin embargo, en los sólidos puede presentarse otro caso; las moléculas pueden llegar a transformarse directamente al estado gaseoso. Este cambio se conoce como sublimación.

Para la fase líquida, al aumentar la temperatura, las moléculas del líquido se mueven con energía cada vez mayor. Una medida de este aumento en su energía es que la concentración de moléculas en fase gaseosa arriba del líquido aumenta con la temperatura. Estas moléculas ejercen una presión llamada presión de vapor [1, p. 420].

10.2.2 Diagramas Termodinámicos (P-V) (T-V) para una Sustancia Refrigerante

¿Qué sucede con el calor que se absorbe cuando el refrigerante líquido se vaporiza? Según la primera ley de la termodinámica, el calor que el líquido absorbe al vaporizarse se debe desprender durante el proceso inverso, es decir, la condensación del vapor para formar el líquido. Cuando el refrigerador comprime el vapor y se forma líquido, el calor desprendido se disipa a través de tubos de enfriamiento en la parte de atrás del refrigerador. Así como el calor de condensación tiene la misma magnitud que el calor de vaporización, pero signo opuesto, el calor de deposición es exotérmico en el mismo grado en que el calor de sublimación es endotérmico; y el calor de congelación es exotérmico en el mismo grado en que el calor de fusión es endotérmico. Estas relaciones, son consecuencias de la primera ley de la termodinámica [1, p. 421].

Refrigerador Doméstico

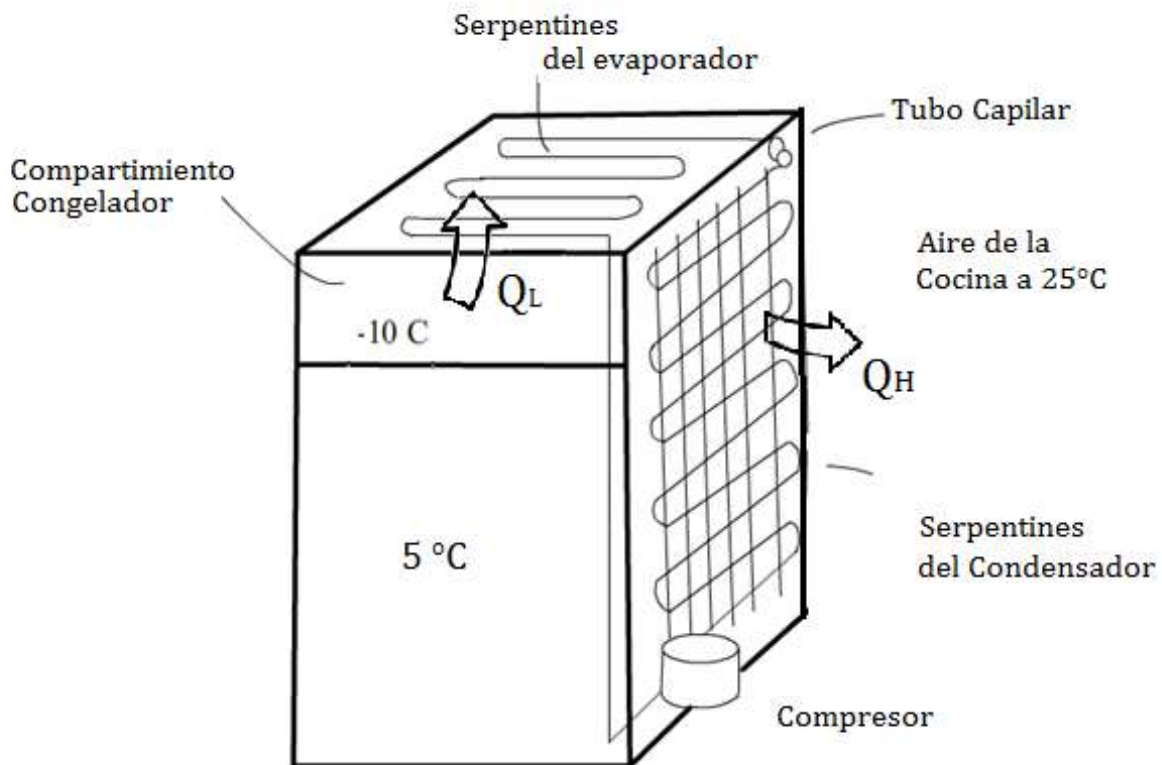


Figura 10.2: Refrigerador Doméstico
Tomada de [2, p. 568]

Ciclo de Refrigeración [2, p. 567]

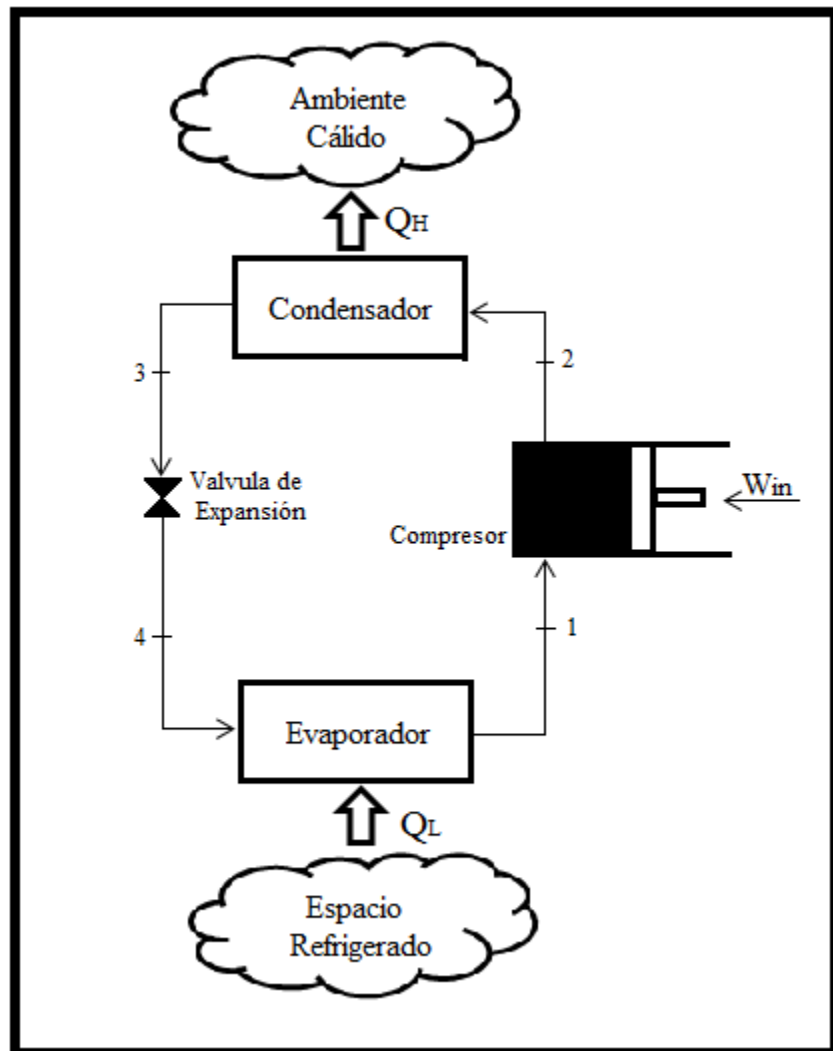


Figura 10.3: Ciclo de Refrigeración
Tomada de [2, p. 567]

Tabla 10.1: Descripción de Proceso de Refrigeración

EQUIPO	PROCESO	TRABAJO	CALOR
Compresor	Compresión isoentrópica	$-W_{in}$	
Condensador	Condensación isobárica		$-Q_H$
Válvula de expansión	Expansión isoentálpica		
Evaporador	Vaporización isobárica		$+Q_L$

Diagrama T-v:

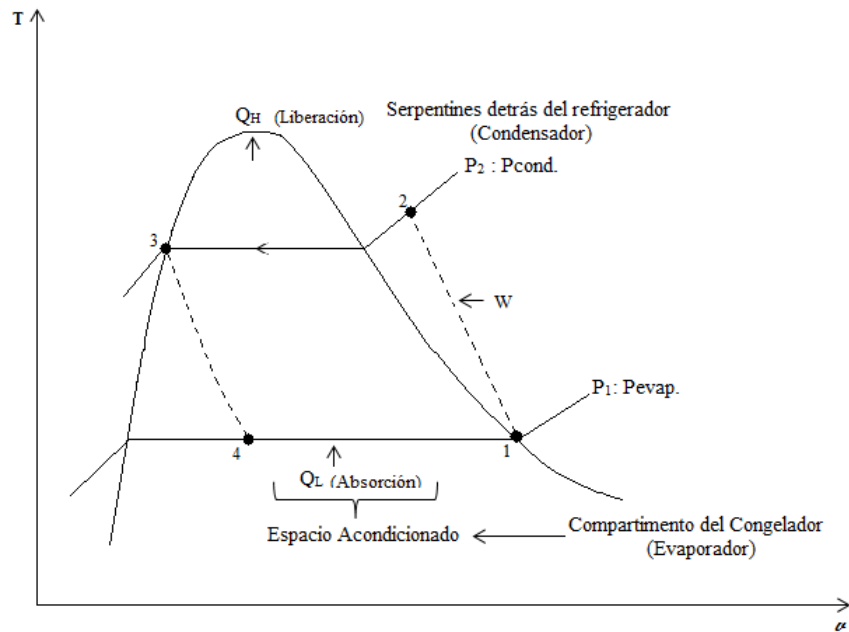


Figura 10.4: Diagrama T-v

1 → 2 (*S Constante*)

2 → 3 (*P Constante*)

3 → 4 (*H Constante*)

4 → 1 (*P Constante*)

1: Vap^{Saturado} a baja Presión

2: Vap^{Sobrecalentado} a alta presión

3: Liq^{Saturado} a alta Presión

4: Mezcla (Líquido Saturado y Vapor Saturado) de baja calidad a baja presión.

Diagrama P-v :

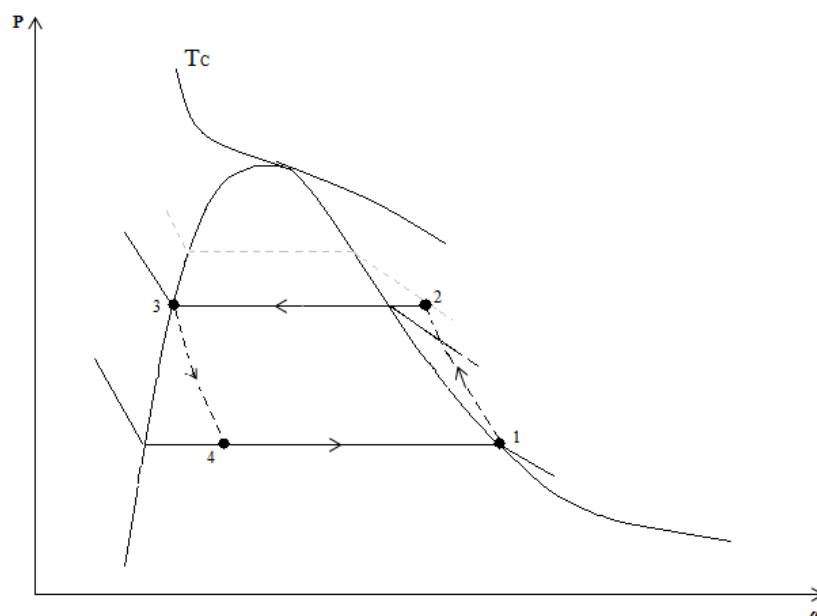


Figura 10.5: Diagrama P-v

10.2.3 Propiedades Coligativas [3, pp. 196-198]

¿Cómo están afectadas las propiedades de un solvente por la adición de un soluto?

La disminución del punto de congelación y la reducción de la presión de vapor se encuentran, al menos en las soluciones diluidas, es decir, esta reducción es directamente proporcional a la concentración de partículas de soluto añadido. Aparentemente, el efecto más importante del soluto es el de reducir la concentración de las moléculas del agua. En la solución, solo una cierta fracción de las moléculas, son moléculas de agua, y por lo tanto el escape de las moléculas de agua de la solución es menos probable que su escape si estuvieran en agua pura.

La Figura 6 muestra en un diagrama de fases, el efecto en el disolvente, agua, una concentración particular de soluto. Las líneas continuas representan el diagrama de fase del agua pura; las líneas punteadas, el de la solución.

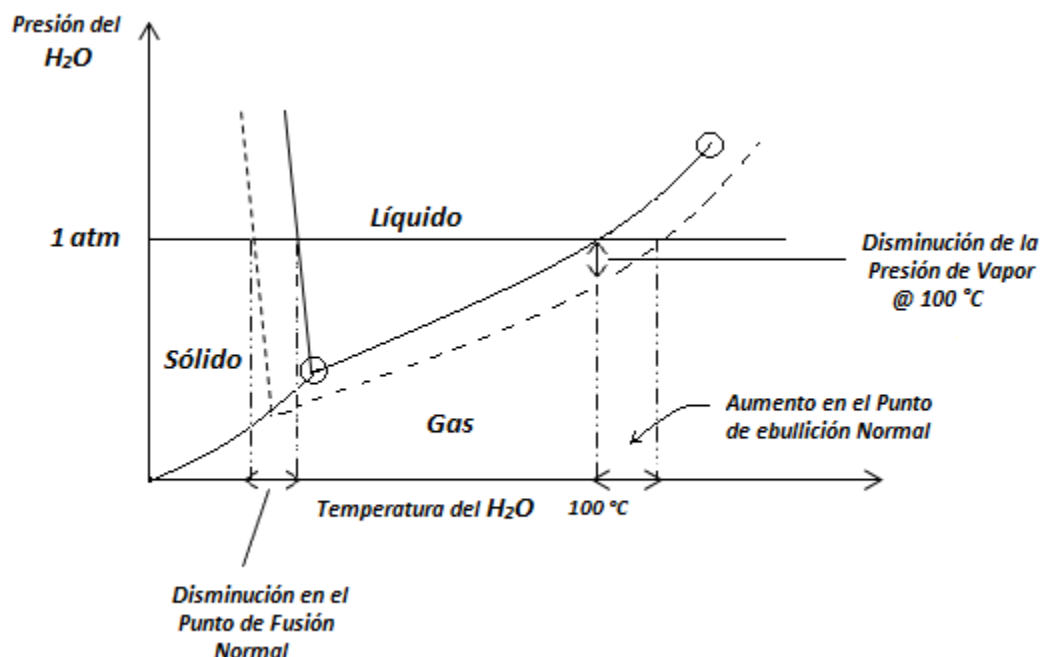


Figura 10.6: Comparación del Diagrama de Fases de una Sustancia Pura y el de una Solución.
Tomado de [3, p. 198]

Las líneas discontinuas en la izquierda corresponden al equilibrio entre el agua sólida y el líquido en la solución. Esto representa las temperaturas a las cuales el agua pura se congela cuando una solución en particular es enfriada a diferentes presiones.

Las líneas punteadas de la derecha corresponden al equilibrio entre el agua gaseosa y el líquido en la solución. Representa las temperaturas a las que el agua gaseosa pura hierve cuando la solución se calienta a diversas presiones.

La característica más llamativa muestra en el diagrama de fase es la extensión, a todas las presiones, del rango del líquido, tanto a temperaturas más altas y a temperaturas más bajas. La fase líquida de agua se ha hecho más probable por la adición de soluto. Asociado a esto es el hecho de que la presión de vapor del agua se ha reducido. Tanto la elevación del punto de ebullición y la depresión el punto de congelación dependen de la naturaleza del disolvente y de la concentración de partículas de soluto.

En el agua, los valores característicos de la depresión de punto de congelación y la elevación del punto de ebullición son $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente, por número de Avogadro de partículas de soluto por 1000 g de agua. Estas constantes se denominan como el descenso del punto de congelación molal y la elevación del punto de ebullición molal para el agua. Se llaman constantes molares porque la concentración de soluto se expresa en unidades molales. Mil gramos de agua en el que está disuelto el número de Avogadro de partículas de soluto tiene un punto de ebullición $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$ mayor que la del agua pura. Su punto de congelación es de $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$ menor que la del agua pura.

En la misma cantidad de agua, dos veces el número de Avogadro de partículas provoca el doble de la elevación del punto de ebullición y el doble de la depresión en el punto de congelación. No importa mucho lo que las partículas sean. Pueden ser moléculas neutras o iones cargados eléctricamente. Dado que el papel principal de las partículas de soluto es reducir la concentración de moléculas de agua, es *la concentración del soluto, no su naturaleza*, la que determina las propiedades particulares de la solución.

10.2.4 Ley de Raoult [1, pp. 503-504].

Un gas ideal cumple la ecuación del gas ideal y una disolución ideal cumple la ley de Raoult. Las disoluciones reales se aproximan mejor al comportamiento ideal cuando la concentración del soluto es baja y cuando el soluto y el disolvente tienen tamaños moleculares y tipos de atracciones intermoleculares similares.

Muchas disoluciones no cumplen de forma exacta a la ley de Raoult, es decir, no son disoluciones ideales. Si las fuerzas intermoleculares entre el disolvente y el soluto son más débiles que las que existen entre el disolvente y el disolvente y entre el soluto y el soluto, entonces la presión de vapor tiende a ser mayor que la predicha mediante la ley de Raoult. Por el contrario, cuando las interacciones entre el soluto y el disolvente son excepcionalmente intensas, como podría ser el caso en el que existen enlaces por puente de hidrógeno, la presión de vapor es menor que lo predicho por la ley de Raoult.

Cuando comparamos las presiones de vapor de varios disolventes con las de sus disoluciones, encontramos que al agregar un soluto no volátil a un disolvente siempre disminuye la presión de vapor. El grado en el que un soluto no volátil disminuye la presión de vapor es proporcional a su concentración. Esta relación es expresada por la ley de Raoult, la cual establece que la presión parcial ejercida por el vapor del disolvente sobre una disolución, P_A , es igual al producto de la fracción molar del disolvente en la disolución, X_A , por la presión de vapor del disolvente puro, P°_A :

$$P_A = X_A P_A^\circ \text{ (Ecu. 1)}$$

La ley de Raoult predice que cuando aumentamos la fracción molar de partículas de un soluto no volátil en una disolución, la presión de vapor sobre la disolución disminuirá. De hecho, la reducción de la presión de vapor depende de la concentración total de las partículas del soluto, sin importar si se trata de moléculas o iones. Recuerde que la disminución de la presión de vapor es una propiedad coligativa, por lo que depende de la concentración de las partículas del soluto y no de su tipo.

10.3. PRÁCTICA 1: DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR

Objetivo

Determinar experimentalmente la disminución de la presión de vapor de una sustancia pura con la adición de un soluto no volátil.

Introducción

Como se ha explicado a lo largo del capítulo, la adición de un soluto no volátil disminuye la presión de vapor de la disolución. De acuerdo al diagrama de cambios de fase (Figura 10.6), la curva de presión de vapor de la disolución será desplazada hacia abajo, con respecto a la curva de presión de vapor del líquido puro; a cualquier temperatura dada.

Es importante considerar que el punto de ebullición normal de un líquido es la temperatura a la que su presión de vapor es igual a 1 atm. En el punto de ebullición normal del líquido puro, la presión de vapor de la disolución será menor que 1 atm. Por lo tanto, se requiere una temperatura más elevada para llegar a una presión de vapor de 1 atm. Entonces, el punto de ebullición de la disolución es mayor que la del líquido puro.

El aumento en el punto de ebullición con respecto al del disolvente puro, ΔT_b , es una cantidad positiva que se obtiene restando el punto de ebullición del disolvente puro del punto de ebullición de la disolución. El valor de ΔT_b es directamente proporcional a la concentración de la disolución expresada por su molalidad, m :

$$\Delta T_b = K_b m \text{ (Ecu. 2)}$$

La magnitud de K_b , la cual se conoce como constante molal de elevación del punto de ebullición, sólo depende del disolvente [1, p. 504-505].

Materiales y Equipos

- Matraz aforado de 500 mL.
- Pipetas
- Beakers
- Balanza analítica
- Estufa eléctrica o plancha de calentamiento
- Frasco Lavador
- Glicerol alta pureza

Descripción del Procedimiento

- Preparar 500 mL de una solución de glicerol 3 molal. Realice todos los cálculos correspondientes.
- En un beaker de 500 mL ponga un volumen de agua en calentamiento hasta su ebullición y registre la temperatura. Recuerde que la temperatura de ebullición es la observada cuando se presenta un burbujeo constante en el líquido que hierve.
- Ahora, tome la solución de glicerol anteriormente preparada y viértala en un beaker de 500 mL. Someter a calentamiento hasta su ebullición y registrar la temperatura observada.

NOTA: Esta práctica puede desarrollarse haciendo uso del Calderín para obtener toda la curva de temperaturas tanto del solvente puro como de la solución.

Formato para la toma de datos

Temperatura de Ebullición del agua pura: _____ °C

Temperatura de Ebullición de la solución: _____ °C

Análisis de datos

1. Determine la constante ebulloscópica del solvente haciendo uso de la ecuación (2) con los resultados obtenidos experimentalmente y compare con el valor teórico.
2. Determine el porcentaje de error y establezca sus propias conclusiones.

10.4. PRÁCTICA 2: CONSTRUCCIÓN DE UNA LÍNEA DE DÜHRING

Objetivos

Construir una línea de Dühring para una solución de cloruro de sodio.

Introducción

La línea de Dühring es un gráfico sencillo que permite observar el comportamiento de la presión de vapor de una solución respecto al solvente puro. Esta herramienta es de gran aplicación industrial, ya que permite analizar valores de presión de vapor para una solución cuando se desconoce la forma de comportarse de ese sistema, ya que con al menos con dos puntos experimentales se pueden predecir valores aceptables de la presión de vapor.

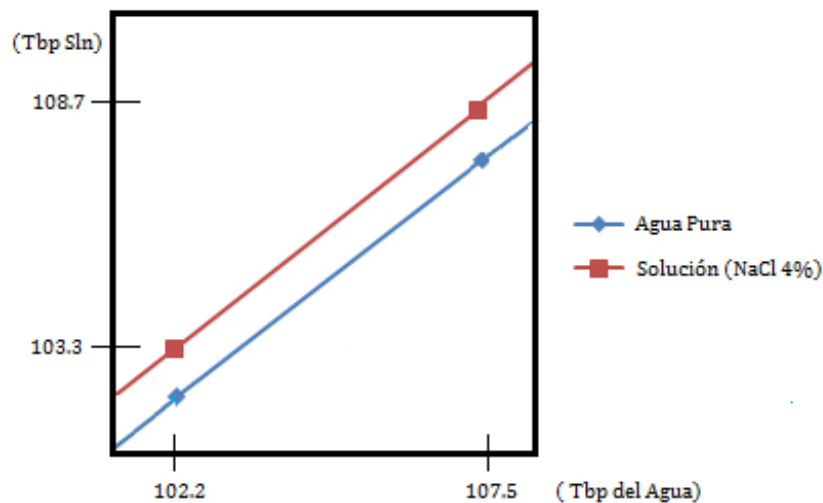


Figura 10.7: Línea de Dühring

Materiales y Equipos

- Matraz aforado de 2 L.
- Espátula
- Vidrio Reloj
- Balanza analítica
- Estufa eléctrica o plancha de calentamiento
- Frasco Lavador
- Probetas
- Calderín
- Cloruro de Sodio de Alta Pureza

El equipo requerido para el desarrollo de esta práctica es el mismo Calderín empleado en prácticas anteriores.

Ilustración 10.1: Equipo para la Construcción de Línea de Dühring



Descripción del Procedimiento

- Preparar 2 L de una solución de NaCl al 4 %. Realicé todos los cálculos correspondientes.
- Se mide en una probeta la cantidad de agua (± 1.5 L) que será sometida inicialmente a calentamiento para obtener la primera curva para el solvente puro.
- Se vierte este volumen de agua a la olla y se tapa perfectamente asegurando completa hermeticidad para evitar fugas de vapor y someter a calentamiento. No poner la válvula hasta posterior indicación.
- Se enciende la estufa en temperatura media. Se realiza un proceso de venteo el cual se lleva a cabo hasta que el sistema alcance una temperatura alrededor de 70°C (158 F). Alcanzada esta temperatura se procede a colocar la válvula con precaución de dado que la superficie de la olla se encuentra caliente.
- Puesta la válvula, se debe esperar hasta observar que se de agitación de la válvula. En este momento se procede a subir la temperatura de la estufa a temperatura alta.
- Empezar a registrar las temperaturas cuando la aguja del manómetro empiece a reaccionar.
- Las lecturas posteriores, serán la temperatura a una presión manométrica positiva que se alcanza con el equipo tapado.
- Apagar y esperar hasta que el equipo se enfrié. Desmontar y descartar el agua.
- Posteriormente, se procede a seguir todos los pasos anteriores, ahora con la solución de Cloruro de Sodio al 4 %.

Formato para la toma de datos

Agua Pura		Solución	
Presión (psig)	Temperatura (°C)	Presión (psig)	Temperatura (°C)

Análisis de Datos

1. Construya la curva de Presión Vs. Temperatura para ambas determinaciones (Agua Pura y Solución). Realicé el respectivo análisis de la gráfica.
2. Construya una línea de Duhring para la solución relacionando dos de los puntos obtenidos de la ebullición del agua y dos puntos de la ebullición de la solución.
3. Establezca sus propias conclusiones.

10.5. EJERCICIOS POR RESOLVER

Con la ayuda del diagrama de cambios de fase (diagrama P-T) para el H_2O , muestre los siguientes conceptos:

1. **Defina:** Líquido subenfriado o comprimido, temperatura de ebullición, líquido saturado, calidad o título del vapor, vapor saturado, vapor sobrecalentado, punto crítico del líquido, presión crítica, temperatura crítica, punto triple.
2. Señale las regiones de los distintos estados físicos o de agregación y nombre las curvas que los separan.
3. ¿Qué nombres reciben los distintos cambios de fase?
4. ¿Cuáles son las cotas máxima y mínima de la fase líquida? ¿Cuál es la importancia de esta fase en las industrias químicas?
5. ¿Cómo se define técnicamente la fase vapor?
6. Dibuje en el diagrama P-T y en el diagrama P-v un proceso de compresión isotérmica.
7. Dibuje en el diagrama P-T y en el diagrama T-v un proceso de enfriamiento isobárico.
8. Dónde tienen cabida las Ecuaciones de Antoine y de Clausius -Clapeyron en el diagrama P-T ?
- 9.Cuál es el estado de agregación en que se encuentra el Oxígeno, O_2 , en los cilindros que están en el Laboratorio de Análisis Instrumental, y el del gas propano, C_3H_8 , de uso doméstico ? Diga por qué ? ¿ Por qué razón no es práctico almacenar metano, CH_4 , en estado de agregación líquido ?

10.6. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

10.6.1 La “Coca-Cola” y La Termodinámica

Quizá al destapar una bebida gaseosa, la mayoría de los consumidores solo perciben esa deliciosa y placentera sensación refrescante que la bebida les brinda al tomarla, pero la mayoría de estos no se han percatado de los interesantes fenómenos que hay detrás de este tipo de bebidas tan solo, al destaparlas.

La primera observación interesante al destapar el refresco gaseoso es, que al retirar la tapa este comienza a burbujear rápidamente, pues disminuye la presión sobre el líquido y se rompe el equilibrio que mantenía el gas disuelto. Sin embargo, al poco rato de destapado se suspende el burbujeo... hasta que se vierte el refresco a un vaso. Lo anterior es debido a que el líquido en la botella desprende CO_2 que se acumula en el cuello de la misma, el cual nuevamente equilibra la presión de vapor del gas de la solución. Cuando se pone en un vaso se produce el burbujeo porque no hay suficiente CO_2 en el ambiente como para neutralizar la tendencia a separarse de la solución y, además, porque el vaso está a mayor temperatura que el refresco con lo que disminuye la solubilidad del gas. El bebedor del refresco notará también que las burbujas aumentan de tamaño al irse acercando a la superficie; confirmará así que el volumen de un gas aumenta al disminuir la presión que soporta. [4, p. 36]

De igual forma, la “Coca-Cola” puede ilustrarnos otro fenómeno termodinámico. Al destapar una “Coca-Cola” se forman condensaciones dentro de la botella. La razón es que, al bajar rápidamente la presión del gas, la expansión se produce a partir de la energía del mismo gas por lo que disminuye su temperatura y, por tanto, se condensa la humedad.

Si el refresco está suficientemente frío al destaparlo se produce su congelación. El diagrama de fase del agua, figura 10.8, nos muestra lo que ocurre. El punto 1 corresponde al líquido a una presión mayor que la atmosférica. Cuando se destapa la botella la presión disminuye y el sistema se desplaza al punto 2, la temperatura no varía ¡y la “Coca-Cola” se congela! [4, pp. 105-106].

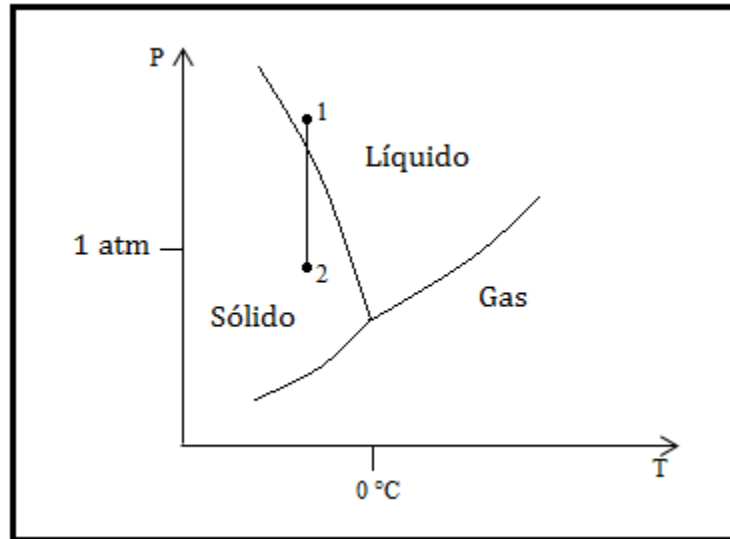


Figura 10.8: Congelamiento espontáneo de la “Coca-Cola”
Tomado de [4, p.106]

10.6.2 Caso de la Familia Ingalls: “Lo que la helada podía haberse llevado”

14 de enero de 1870. Granja de los Ingalls.

Pensando que se avecinaba una gran helada que podía perjudicar a su cosecha de habas, Charles Ingalls decidió llevar a cabo un consejo de su padre. Colocó grandes recipientes con agua en su huerta para atenuar los efectos de la helada.

¿Sería un buen consejo el que le dio su padre?

Teniendo en cuenta que la solidificación del agua con formación de hielo desprende 80 cal/g, esto contribuiría a disminuir los efectos de las bajas temperaturas, expandiendo ese calor al entorno [5, p. 41].

10.6.3 Liofilización

La liofilización es un proceso de conservación mediante sublimación utilizado con el fin de reducir las pérdidas de los componentes volátiles o termosensibles. Es el más noble proceso de conservación de productos biológicos conocido, porque aúna los dos métodos más fiables de conservación, la congelación y la deshidratación. Sin conservantes o productos químicos, es el proceso más adecuado para preservar células, enzimas, vacunas, virus, levaduras, sueros, derivados sanguíneos, algas, así como frutas, vegetales, carnes, peces y alimentos en general [6, p. 1]. Además, se emplea en la industria farmacéutica para preparar vacunas y antibióticos, así como para conservar piel y plasma sanguíneo. Se utiliza también en taxidermia y en la conservación de flores. Y en la industria de alimentos se usa principalmente para preparar café instantáneo, leche en polvo, leche condensada, entre otros [4, pp. 27-28].

La liofilización de los alimentos es empleada para prolongar su vida útil, ya que es un secado por congelación; en donde se eliminan los líquidos (generalmente agua), solidificándolos en un rango de temperatura de -10 a -40 °C y baja presión (de 0.1 a 2 torr). El principio de la Liofilización se basa en el hecho de que bajo ciertas condiciones, el agua se evapora del hielo sin que esta se derrita. A 0°C y 4,7 torr el agua permanece congelada y la velocidad con que las moléculas salen del hielo es mayor que la de las moléculas de agua del ambiente que se reincorporan, de esta manera el porcentaje de humedad disminuye significativamente respecto al valor original [4, pp. 27-28].

Con este proceso de “secado” los productos obtenidos no se ven alterados en sus propiedades y se rehidratan fácilmente. La liofilización no altera la estructura físico-química del material, pero permite su conservación indefinida sin cadena de frío, con porcentajes de humedad bajos y alta estabilidad microbiológica. A diferencia de lo que ocurre en el secado por calor, con la liofilización en alimentos el encogimiento es mínimo, el aspecto, la textura, el sabor y el aroma no se pierden, se intensifican y se mantienen las características nutricionales. Sin duda alguna, si para un investigador liofilizar es extraer más del 95% de agua, para un comerciante significa: llevar diez veces más mercancía, pero sin unidad frigorífica; stocks de frutas y hortalizas sin gasto de conservación, y valor agregado local, aproximadamente del 1200 % más. [6, p. 2].

Aunque es importante considerar que los costos del proceso de liofilización son de 2 a 5 veces mayores que el de los de otros métodos de deshidratación, por lo que se emplea sólo en alimentos caros y delicados: fresas, camarones, champiñones rebanados, espárragos y, en ocasiones, chuletas y bistecs. Estos alimentos, además de colores y sabores delicados, tienen atributos de textura y apariencia que no pueden conservarse con los métodos convencionales de secado por calor. Una fresa, por ejemplo, está casi completamente compuesta por agua, si se seca por calor se deforma y pierde su textura; al reconstruir la fresa añadiendo agua, tendría más apariencia de mermelada. [4, p. 28].

La liofilización constituye un procedimiento ideal para conservar sustancias orgánicas. La congelación inmoviliza el material, haciendo que retenga la forma. La ausencia de agua obstaculiza el desarrollo de microorganismos e impide otros cambios químicos asociados a la putrefacción. Además, como el agua se sublima con tanta facilidad, las condiciones necesarias para liofilizar un alimento no eliminan la mayoría de los demás componentes, tales como las moléculas de acetaldehído que confieren al producto parte de su aroma y sabor. [7, p. 128]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] BROWN, Theodore L.; LeMAY, Eugene Jr. , BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R.. “Química la Ciencia Central” Novena Edición. México : Pearson Educación, 2004.
- [2] CENGEL, Yunus A. y BOLES, Michael A. “Thermodynamics: An Engineering Approach” Fourth Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc., 2002.
- [3] HOUGEN, Olaf A.; WATSON, K.M., RAGATZ, R.A. “Principios de los Procesos Químicos. Parte I: Balances de materia y energía” . España: Editorial Reverté S.A., 2006.
- [4] CÓRDOVA F., José Luis. “La Química y la Cocina (La ciencia para todos)”, Segunda edición. México, D.F.: Fondo de Cultura Económica. 2001.
- [5] VINAGRE A., Francisco; MULERO, M.^a Remedios; GUERRA, Juan Francisco. “Cuestiones Curiosas de Química”. Primera edición. Madrid, España. Alianza Editorial S.A., 1998.
- [6] RAMÍREZ N.; Juan Sebastián. “Liofilización de Alimentos”. Universidad del Valle. Cali Colombia. 2006. Reciteia,.
- [7] ASCHKENASY, Herbert. “Liofilización”. Ideas aplicadas. Revista Investigación y ciencia.

11. VARIABLES METEOROLÓGICAS FUNDAMENTALES

11.1 INTRODUCCIÓN [1, pp. 194 - 195]

La presencia de agua afecta a todas las fases de la vida, y su control es vital para los procesos industriales, biológicos y naturales. Típicamente, la medición del agua se divide en dos casos, la humedad y contenido de humedad. La humedad es la cantidad de vapor de agua en el aire u otros gases. Y el contenido de humedad se refiere al contenido de agua de una sustancia líquida o sólida, tal como papel, tabaco, textiles, películas, caramelos, aceites, disolventes, etc.

Las mediciones de humedad juegan un papel cada vez mayor en el laboratorio, y aplicaciones de control de procesos industriales, permitiendo mejoras en la calidad del producto, la reducción de costos, o aumentando el confort humano. En la industria del tabaco, el aumento de un control adecuado de humedad en gran medida mejora la calidad de los productos. En almacenes, el control de humedad protege materiales corrosivos o sensibles a la humedad, tales como bobinas de acero, alimentos y leche en polvo, etc.

11.2 FUNDAMENTO TEÓRICO

Una de las maneras más fáciles para poner la humedad en su perspectiva adecuada es a través de la ley de Dalton de las presiones parciales. Esta ley establece que la presión total P_T ejercida por una mezcla de gases o vapores es la suma de la presión de cada gas, como si ocupara el mismo volumen por sí mismo. La presión individual de cada gas se llama presión parcial. Por ejemplo, la presión total de una mezcla de gas de aire-agua, que contiene oxígeno, nitrógeno, y el agua es:

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{H_2O} \quad (\text{Ecu. 1})$$

La medición de la humedad está directamente relacionada con la presión parcial del vapor de agua en el gas que está siendo estudiado. Esta presión parcial (vapor) varía desde menos de 0,1 Pa (punto de escarcha $\approx -73^\circ \text{C}$) a 1×10^5 Pa (punto de rocío $\approx 100^\circ \text{C}$) [1, pp. 195-196].

11.2.1 Terminología Estándar Relativa al Condicionamiento [2, pp. 470-471]

Aire seco: Aire que no contiene vapor de agua.

Aire saturado: Una mezcla de aire seco y vapor de agua en la que éste se encuentra en su máxima concentración para la temperatura y la presión que prevalece.

Atmosfera estándar: Aire que mantiene a una temperatura especificada, la humedad relativa y presión atmosférica estándar.

Temperatura de bulbo seco: La temperatura ambiente, es decir, la temperatura en el punto de medición [1, p. 196].

Temperatura de bulbo húmedo: La temperatura alcanzada por un termómetro mojado ya que se enfría por evaporación en una corriente de aire. Típicamente, se requiere una tasa de flujo de la corriente de aire de 4 a 10 m / s para una refrigeración adecuada [1, p. 196].

Temperatura del punto de condensación: La temperatura cuando se produce la saturación (humedad relativa del 100 por ciento) o en el que el agua comienza a condensarse sobre una superficie. Cuando esta temperatura es inferior a 0 ° C, el término punto de congelación es apropiado [1, p. 196].

Humedad relativa: La relación de vapor de agua real al vapor de agua máxima posible en el aire a una temperatura dada, o la relación de la presión parcial real de vapor de agua (presión parcial en el punto de rocío) a la presión de vapor de saturación de agua (presión parcial si el punto de rocío fuera igual a la temperatura ambiente) [1, p. 196].

Humedad, absoluta: El peso de vapor de agua presente en una unidad de volumen de aire, por ejemplo, granos por pie cúbico, también se informa en gramos por metro cúbico.

Humedad específica: Una mezcla de vapor de agua y aire, la masa de vapor de agua por unidad de masa de aire húmedo.

Partes por millón, ppm_v y ppm_w: La relación de volumen o masa de vapor de agua al volumen total o masa del gas portador. La ppm por peso representa la relación del peso molecular del agua al gas de fondo. Partes por billón (ppb) y partes por trillón (ppt) son unidades medidas también basadas en la relación de que son de interés para

la industria de alta tecnología. La Tabla 11.1 muestra estos términos, sus unidades de medida usuales, y algunas aplicaciones representativas [1, p. 196].

Presión de Saturación: La presión, para una sustancia pura a cualquier temperatura dada, en la que el vapor y el líquido, o vapor y sólido, coexisten en estable equilibrio.

Presión de vapor: La presión ejercida por un vapor. Si un vapor se mantiene en confinamiento sobre su fuente de modo que el vapor se puede acumular, la temperatura se mantiene constante, la presión de vapor se aproxima a un límite fijo llamado el máximo, o saturado, presión de vapor, sólo depende de la temperatura y el líquido.

Presión de vapor de agua: El componente de la presión atmosférica causado por la presencia de vapor de agua, generalmente expresada en milímetros, pulgadas de mercurio, o pascales.

Punto de Rocío: Temperatura a la que el vapor agua debe ser reducida para obtener la presión de vapor de saturación, es decir, 100% de humedad relativa.

NOTA- A medida que se enfría el aire, la cantidad de vapor de agua disminuye. Si el aire se enfría suficientemente, la presión real de vapor de agua se vuelve igual a la presión de saturación de vapor de agua, y cualquier enfriamiento adicional más allá de este punto normalmente dará como resultado la condensación de la humedad.

Saturación: La condición de coexistencia en equilibrio estable de un vapor y un líquido o un vapor y en fase sólida de la misma sustancia a la misma temperatura.

Vapor: La forma gaseosa de sustancias que normalmente están en el estado sólido o líquido, y que se pueden cambiar a los estados ya sea mediante el aumento de la presión o la disminución de la temperatura.

Tabla 11.1: Parámetros de Humedad y Aplicaciones Representativas

Parámetro	Descripción	Unidades	Aplicaciones típicas
Temperatura de bulbo húmedo	La temperatura mínima alcanzada por un termómetro mojado en una corriente de aire	F o °C	Secadores de alta temperatura, aire acondicionado, control de mediciones meteorológicas, torre de refrigeración y cámaras de prueba
Porcentaje de humedad relativa	Relación entre la presión de vapor real hasta la presión de vapor de saturación con respecto al agua a la temperatura de bulbo seco imperante	0% – 100%	Monitoreo de habitaciones acondicionadas, cámaras climáticas, farmacéutica y envasado de alimentos
Rocío / temperatura del punto de congelación	Temperatura a la que la mezcla de gas debe ser enfriado para alcanzar la saturación; si la temperatura es inferior a 0 ° C, se llama el punto de escarcha	F o °C	Tratamiento de calor, atmósferas de recocido, secadores de aire comprimido, las mediciones meteorológicas y ambientales
Volumen o relación de masas	Partes por millón (ppm) en volumen es la relación de la presión parcial de vapor de agua a la presión total; ppm en peso es la misma relación que en ppm en volumen multiplicado por la relación del peso molecular del agua a la del gas portador.	ppm _v , ppm _w	Seguimiento de agua como principal contaminante en gases de alta pureza, tales como aire, nitrógeno, hidrógeno, oxígeno, metano, o argón

Tomada de [1, p. 197].

Otra terminología importante

La Tabla 11. 2 muestra las unidades comúnmente utilizadas para mediciones de humedad en diversas industrias para expresar la presencia de vapor de agua. La unidad de medida elegida depende del uso y el tipo de industria en cuestión y la unidad más significativa para la aplicación [1, p. 196].

Tabla 11.2: Terminología

Término	Descripción	Unidades
Para la humedad (Agua en un sólido o líquido). Relación de masas, mojado	$\frac{\text{masa de agua}}{\text{masa total}}$	% o ppm _w
Relación de masa, seco	$\frac{\text{masa de agua}}{\text{masa de componentes secos}}$	% o ppm _w
La actividad de agua (a _w)	Presión relativa de vapor de agua en el gas en equilibrio con agua unida en sólidos o líquidos, es decir, % de humedad relativa sobre la muestra bajo prueba.	relación adimensional 0-1 o %
Para la humedad (vapor de agua en un gas) Humedad absoluta, Volumétrica (concentración de vapor)	$\frac{\text{masa , vapor}}{\text{volumen}}$	gramos/m ³
Humedad absoluta, Gravimétrico (relación de mezcla)	$\frac{\text{masa , vapor actual}}{\text{masa de aire seco}}$	% o ppm _w
Humedad Relativa	$\frac{\text{presión de vapor parcial}}{\text{presión de vapor de saturación}}$	%
Rocío / punto de congelación	Temperatura a la que se produce la saturación	F o °C

Relación de volumen	$\frac{\text{presión de vapor parcial}}{\text{Presión total}}$	% por volumen, o ppm_v
Relación de masa	Igual que la proporción de mezcla	%, ppm por peso (ppm_w)
ppm por volumen (ppm_v)	$\frac{\text{volumen de agua} \times 10^6}{\text{volumen total}}$ <p style="text-align: center;">O</p> $\frac{\text{presión parcial de vapor de agua} \times 10^6}{\text{Presión total}}$	
ppm por peso (ppm_w)	$\frac{\text{masa de agua} \times 10^6}{\text{masa total}} \times \frac{\text{peso molecular del agua}}{\text{peso molecular del gas portador}}$	

Tomada de [1, p. 198]

11.2.2 Gases Ideales: Procesos Psicométricos [3, pp. 481- 486]

El aire húmedo atmosférico es un gas multicomponente formado esencialmente por aire seco y vapor de agua; en estas condiciones se cumple que:

$$n_{\text{aire húmedo}} = n = n_{\text{aire seco}} + n_{H_2O(v)} \rightarrow n_{\text{aire seco}} = n - n_{H_2O(v)} \quad (\text{Ecu. 2})$$

$$P_{\text{aire húmedo}} = P = p_{\text{aire seco}} + p_{H_2O(v)} \rightarrow p_{\text{aire seco}} = P - p_{H_2O(v)} \quad (\text{Ecu. 3})$$

El método que se presenta para los cálculos psicométricos hace referencia esencialmente a cuatro (4) tipos de humedad, los cuales se deben definir, con base en la nomenclatura estudiada, observando el siguiente orden:

i) Humedad molar, H_m

$$H_m = \frac{n_{H_2O(v)}}{n_{\text{aire seco}}} = \frac{n_{H_2O(v)}}{n - n_{H_2O(v)}} \quad (\text{Ecu. 4})$$

$$H_m = \frac{p_{H_2O(v)}}{p_{\text{aire seco}}} = \frac{p_{H_2O(v)}}{P - p_{H_2O(v)}} \quad (\text{Ecu. 5})$$

$$H_m(=) \frac{\text{lbmol } H_2O(v)}{\text{lbmol aire seco}} \quad (\text{Ecu. 6})$$

Se observa que la **humedad molar**, H_m , no es más que un *cociente molar* como el descrito en la segunda relación al final del numeral anterior. Al aplicar dicha relación al aire húmedo, el subíndice i hace referencia al vapor de agua, y el subíndice j hace referencia al aire seco. Como puede verse a continuación, los tres (3) tipos de humedad restantes, se obtienen a partir de la humedad molar, H_m , lo cual resalta la importancia y tanto del ordenamiento propuesto como del empleo de los *cocientes molares* cuando se trata de resolver problemas de Psicrometría.

ii) Humedad, H:

$$H = \frac{n_{H_2O(v)} * \frac{18 \text{ lb } H_2O(v)}{\text{lbmol } H_2O(v)}}{n_{\text{aire seco}} * \frac{29 \text{ lb aire seco}}{\text{lbmol aire seco}}} = H_m * \frac{18}{29} \quad (\text{Ecu. 7})$$

$$H(=) \frac{\text{lb } H_2O(v)}{\text{lb aire seco}} \quad (\text{Ecu. 8})$$

iii) Humedad absoluta, H_p

$$H_p = \frac{H_m^{real}}{H_m^{saturación}} = \frac{H^{real}}{H^{saturación}} \quad (\text{Ecu. 9})$$

$$H_p = \frac{\left(\frac{n_{H_2O(v)}}{n_{\text{aire seco}}} \right)^{real}}{\left(\frac{n_{H_2O(v)}}{n_{\text{aire seco}}} \right)^{sat}} = \frac{\left(\frac{n_{H_2O(v)}}{n - n_{H_2O(v)}} \right)^{real}}{\left(\frac{n_{H_2O(v)}}{n - n_{H_2O(v)}} \right)^{sat}} = \frac{\frac{p_{H_2O(v)}}{P - p_{H_2O(v)}}}{\frac{p^{sat}_{H_2O(l)}}{P - p^{sat}_{H_2O(l)}}} \quad (\text{Ecu. 10})$$

$$H_p = \frac{p_{H_2O(v)}}{p^{sat}_{H_2O(l)}} \left(\frac{P - p^{sat}_{H_2O(l)}}{P - p_{H_2O(v)}} \right) \quad (\text{Ecu. 11})$$

iv) Humedad relativa, H_R :

$$H_R = \frac{p_{H_2O(v)}}{p^{sat}_{H_2O(l)}} \quad (\text{Ecu. 12})$$

$$H_p = H_R * \left(\frac{P - p^{sat}_{H_2O(l)}}{P - p_{H_2O(v)}} \right) \quad (\text{Ecu. 13})$$

11.3. PRÁCTICA DEMOSTRATIVA DE HUMEDAD DEL AIRE

La siguiente demostración, es un sencillo experimento que permite observar de una forma cualitativa la humedad del aire.

Desarrollo Experimental

Ilustración 11.1: Procedimiento Experimental Humedad del Aire



Se toma un refresco bien frío y se expone al aire libre.



Transcurrido cierto periodo de tiempo, se observará que en la superficie de la botella se han formado gotitas de agua que hacen ver completamente “mojada” la botella.



Secar la botella con una toalla, eliminando todas las gotitas formadas en la superficie



Cubrir toda la botella con papel absorbente y esperar que transcurran algunos minutos



Observara que al transcurrir el tiempo, la toalla empieza a humedecerse



Finalmente, se retira el papel absorbente y se observará que está bastante húmedo, esto gracias a la humedad presente en el aire.

11.4. CASOS DE ESTUDIO [3, pp. 484-486]

Caso 1.

Determinar el porcentaje de humedad relativa y la temperatura de rocío del aire húmedo un día en el que la presión parcial del vapor de agua presente en el aire húmedo de Pereira ($P_{\text{atm local}} = 645 \text{ mmHg}$) es de 12.8 mmHg y la temperatura de termómetro seco del aire húmedo es de 20 °C. Si este aire húmedo se enfriara hasta 0.01 °C, cuál sería su porcentaje de humedad relativa, y qué porcentaje del agua que contenía inicialmente permanecería como vapor [4, pp. 160-161]. Se tienen los siguientes datos adicionales:

$$P^{\text{sat}}_{H_2O(l)} \text{ a } 30^\circ\text{C} = 31.8 \text{ mmHg}$$

$$P^{\text{sat}}_{H_2O(l)} \text{ a } 20^\circ\text{C} = 17.5 \text{ mmHg}$$

$$P^{\text{sat}}_{H_2O(l)} \text{ a } 15^\circ\text{C} = 12.8 \text{ mmHg}$$

$$P^{\text{sat}}_{H_2O(l)} \text{ a } 0.01^\circ\text{C} = 4.6 \text{ mmHg}$$

A partir de la expresión obtenida en el subnumeral iv) anterior se tiene que:

$$\%H_R = \frac{p_{H_2O(v)}}{P^{\text{sat}}_{H_2O(l)}} = \frac{12.8}{17.5} * 100\% = 73.1 \%$$

La condensación del vapor de agua empieza a presentarse a partir del momento en el cual el aire húmedo se satura, es decir, cuando se alcanza un porcentaje de humedad relativa del 100%, y la temperatura continúa descendiendo; de acuerdo con los datos que se tienen este fenómeno empieza a ocurrir a una temperatura de 15 °C, siendo esta la temperatura de rocío del aire húmedo estudiado a temperaturas por debajo de ésta, la presión parcial del vapor de agua que continua presente en el aire húmedo, es decir, sin condensar, es igual a la presión de saturación o presión de vapor del agua líquida a la correspondiente temperatura que se vaya alcanzando. Por esta razón, a lo largo de todo el enfriamiento a partir del momento en el cual se satura el aire, el porcentaje de humedad relativa del aire húmedo continúa siendo del 100%. Ahora bien, para resolver la última parte del problema, se deba hacer la siguiente “lectura” del mismo:

a 20 °C:

$$n_{\text{aire húmedo}} = n = 645 \text{ kgmol a. h}$$

$$n_{H_2O(v)} = 12.8 \text{ kgmol } H_2O(v)$$

$$n_{a.s} = n - n_{H_2O(v)} = (645 - 12.8) \text{ kgmol a.s.} = 632.2 \text{ kgmol a.s.}$$

Como resultado del enfriamiento del aire, las moles de aire seco, el cual está formado esencialmente por gases permanentes dado que están a temperaturas supercríticas tales como el $N_2(g)$ y el $O_2(g)$, permanecen inalteradas, mientras que las moles de vapor de agua empiezan a disminuir por cuenta de la condensación progresiva de este componente.

a 0.01 °C:

$$P_{\text{aire húmedo}} = P = 645 \text{ mmHg}$$

$$p_{H_2O(v)} = P^{sat} H_2O(l) = 4.6 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{aire seco}} = P - p_{H_2O(v)} = (645 - 4.6) \text{ mmHg} = 640.4 \text{ mmHg.}$$

Aplicando el concepto de los *cocientes molares* tenemos que:

$$\frac{n_i}{n_j} = \frac{p_i}{p_j} \rightarrow \frac{n_{H_2O(v)}}{n_{\text{aire seco}}} = \frac{p_{H_2O(v)}}{p_{\text{aire seco}}}$$

$$n_{H_2O(v)} = n_{\text{aire seco}} * \frac{p_{H_2O(v)}}{p_{\text{aire seco}}}$$

$$n_{H_2O(v)} = 632.2 \text{ kgmol a.s.} * \frac{4.6 \text{ kgmol } H_2O(v)}{640.4 \text{ kgmol a.s.}} = 4.54 \text{ kgmol } H_2O(v)$$

$$\% H_2O(v) \text{ a } 0.01^\circ\text{C} = \frac{n_{H_2O(v)} \text{ a } 0.01^\circ\text{C}}{n_{H_2O(v)} \text{ a } 20^\circ\text{C}} * 100\%$$

$$\% H_2O(v) a 0.01^\circ C = \frac{4.54}{12.8} * 100\% = 35.47\%$$

Si en lugar de enfriarse el aire húmedo que está a una temperatura de termómetro seco de 20 °C, éste se calentara, la $p_{H_2O(v)}$ continuaría teniendo un valor de 12.8 mmHg, pero al aumentar la temperatura se produciría un aumento en la $P^{sat} H_2O(l)$, por lo cual de acuerdo con la expresión usada anteriormente, el porcentaje de humedad relativa, %H_R, sería cada vez menor, obteniéndose por ejemplo, un valor de alrededor de 40.3% a 30°C. Hay que señalar que en el curso del calentamiento del aire, tanto las moles de aire seco como las moles de vapor del agua permanecen inalteradas, por lo cual, de acuerdo con las expresiones correspondientes, tanto de la humedad molar, H_m, como la humedad, H, del aire húmedo también siguen teniendo los mismos valores.

Caso 2.

Determinar cuántos g H₂O (v)/m³ de aire húmedo hay en Pereira (P atm Local= 645 mmHg) un día en el que el porcentaje de humedad relativa es de 80% y la temperatura de termómetro seco del aire húmedo es de 27 °C. Se tienen los siguientes datos adicionales:

$$P^{sat} H_2O(l) a 27^\circ C = 26.7 \text{ mmHg}$$

$$H_R = \frac{p_{H_2O(v)}}{P^{sat} H_2O(l)} \rightarrow p_{H_2O(v)} = H_R * P^{sat} H_2O(l)$$

$$p_{H_2O(v)} = 0.8 * 26.7 \text{ mmHg} = 21.36 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{aire húmedo}} = P = 645 \text{ mmHg}$$

Aplicando en concepto de *fracciones molares* tenemos que:

$$\frac{p_i}{P} = \frac{V_i}{V} \rightarrow V_i = V * \frac{p_i}{P} \rightarrow V_{H_2O(v)} = V_{a.h} * \frac{p_{H_2O(v)}}{P}$$

A continuación, seleccionando como *base de cálculo* 1 m³ de aire húmedo a 27 °C y 645 mmHg y aplicando la metodología de cálculo para gases ideales, podemos hacer el cálculo de la masa de vapor de agua, tal como se ilustra a continuación:

$$m^3 H_2O(v) a \ 27^\circ C, 645 \text{ mmHg} = 1 \text{ m}^3 a. h. * \frac{21.36 \text{ m}^3 H_2O(v)}{645 \text{ m}^3 a. h.}$$

$$m^3 H_2O(v) a \ 27^\circ C, 645 \text{ mmHg} = 0.0331 \text{ m}^3 H_2O(v)$$

$$m^3 H_2O(v) a \ STP = 0.0331 \text{ m}^3 H_2O(v) a \ 27^\circ C, 645 \text{ mmHg} \left(\frac{0 + 273.15}{27 + 273.15} \right) \left(\frac{645}{760} \right) =$$

$$0.0256 \text{ m}^3 H_2O(v) a \ STP$$

$$kgmol \ H_2O(v) = 0.0256 \text{ m}^3 H_2O(v) a \ STP * \frac{kgmol \ H_2O(v)}{22.4 \text{ m}^3 \ H_2O(v) a \ STP}$$

$$kgmol \ H_2O(v) = 0.0011$$

$$g \ H_2O(v) = 0.0011 \text{ kgmol} \ H_2O(v) * \frac{18 \text{ kg} \ H_2O(v)}{kgmol \ H_2O(v)} * \frac{1000 \text{ g} \ H_2O(v)}{\text{kg} \ H_2O(v)}$$

$$g \ H_2O(v) = 20.5530$$

En estas condiciones, la respuesta para este problema es la siguiente:

$$\frac{g \ H_2O(v)}{m^3 a. h. \ a \ 27^\circ C, 645 \text{ mmHg}} = \frac{20.5530}{1} = 20.5530$$

11.5. EJERCICIO POR RESOLVER

1. Una mezcla de aire y vapor de agua contiene 5 Lb de vapor de agua por cada 200 Lb de aire seco. Si la temperatura de la mezcla es de 120 F y la presión total es 760 mmHg, determine lo siguiente:
- (a) Presión real del vapor de agua en el aire
 - (b) Punto de rocío de la mezcla
 - (c) Porcentaje de humedad absoluta en el aire
 - (d) Humedad relativa en el aire

Respuesta:

a. 29.66 mmHg b. 28.7°C c. 31.15% d. 33.84 %

BIBLIOGRAFÍA

[1] CONSIDINE, Douglas M. "Shreve's Chemical Process Industries". Fifth Edition. New York, McGraw-Hill, 1999, pp. 194-198.

[2] ASTM. "Standard Terminology Relating To Conditioning". Designation: E41-92.

[3] RÍOS A., Luis Guillermo. "Gases Ideales: Procesos Psicrométricos". En: Scientia et Technica, No. 37, Pereira: Universidad Tecnológica, 2007.

[4] MARIN VILLADA, Fabio. "Elementos de Estequiometria". Pereira: Universidad Tecnológica de Pereira, 1991.

12. TEMAS COMPLEMENTARIOS

12.1. PRÁCTICA 1: PRÁCTICA DEMOSTRATIVA SOBRE EL TRABAJO DE UNA MÁQUINA TÉRMICA [1, pp. 91-93]

Objetivos

Comprender el trabajo producido por el vapor en una máquina térmica.

Introducción

Una Máquina Térmica es un dispositivo mecánico que actúa cíclicamente y tiene por objeto transformar la energía térmica en energía mecánica. Trabaja entre dos fuentes de temperatura o de calor. De la fuente caliente toma calor, parte de este lo convierte en trabajo, y el calor no aprovechado lo envía a una fuente fría.

Según el enunciado de la segunda Ley de la Termodinámica: “Es imposible para cualquier equipo que opere en un ciclo recibir calor de un único reservorio y producir una cantidad de calor neta”. (Kelvin-Planck). Ninguna Máquina Térmica puede convertir todo el calor que recibe en trabajo útil.

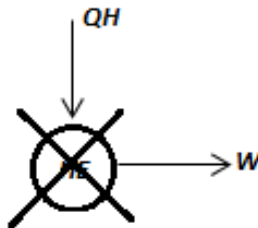


Figura 12.1: Máquina Térmica Irreal

- Ninguna máquina térmica, ni real, ni ideal puede tener una eficiencia térmica del 100%.

$$\eta_{TH} = 100\%$$

- Una máquina Térmica tiene que intercambiar calor con un sumidero o reservorio a baja temperatura como también una fuente u otro reservorio a alta temperatura para mantenerse en operación.

12.1.1 Algunas Máquinas Térmicas

12. 1. 1. 1 Máquina Térmica (Heat Engine): Una máquina térmica es un dispositivo para convertir la energía térmica, mediante el flujo de calor entre dos temperaturas en trabajo útil. La eficiencia de una máquina térmica se define como la razón entre el trabajo W efectuado por la máquina y la entrada de calor Q_H .

En virtud de la conservación de la energía, la salida de trabajo es igual a $Q_H - Q_L$, donde Q_L es el calor expulsado a baja temperatura hacia el ambiente; por lo tanto [2, p. 432]:

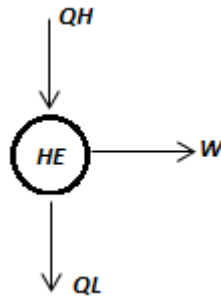


Figura 12.2: Máquina Térmica

Eficiencia Térmica η_{th}

$$\text{Eficiencia } \eta = \frac{\text{Salida Deseada}}{\text{Entrada Requerida}} \quad (\text{Ecu. 1})$$

$$\eta_{th} = \frac{W}{Q_H} = \frac{Q_H - Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{T_L}{T_H} \quad (\text{Ecu. 2})$$

12.1.1.2 Refrigeradores y equipos de aire acondicionado:

Todos los fluidos son compresibles, unos grandemente y otros infinitesimalmente como los líquidos. Fluidos= Gases y Líquidos.

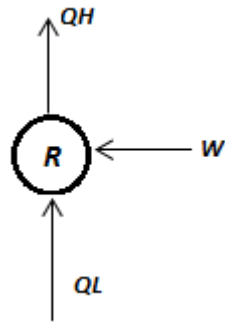


Figura 12.3: Equipo de Refrigeración

12.1.1.3 Bombas de Calor (Heat Pump)

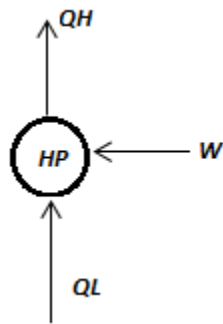


Figura 12.4: Bombas de Calor

COP= Coefficient of performance.

$$COP_R = \frac{Q_L}{W} = \frac{Q_L}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_L} - 1} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_L} - 1} \quad (\text{Ecu. 3})$$

$$COP_{HP} = \frac{Q_H}{W} \quad (\text{Ecu. 4})$$

Material y Equipos

Ilustración 12.1: Materiales y Equipo para Máquina Térmica



El equipo para el desarrollo de esta práctica consta de un balón de destilación de 500 mL, al cual se le pone un tapón que contiene dos orificios para insertar un termómetro y la conexión en vidrio (Tubo en U) que permitirá el desplazamiento del vapor generado al otro recipiente. Además, el equipo cuenta con un erlenmeyer de 500 mL con desprendimiento lateral el cual tiene una entrada y una salida; la primera es la conexión que permite que el vapor que proviene del recipiente generador ingrese al depósito del agua a transferir, la segunda es la conexión que permite que el volumen de agua desplazado por el vapor por fuerza de empuje salga hacia el recipiente receptor, el cual es un beaker de 100 mL. Como equipos auxiliares se tiene una plancha de calentamiento, mangueras, soportes y algunos tapones necesarios para asegurar la hermeticidad del sistema.

Procedimiento Experimental

- Preparado el montaje, colocar 300 mL de agua en el balón de 500 mL. Este será el recipiente generador de vapor.
- Colocar 300 mL de agua en el erlenmeyer de 500 mL con desprendimiento lateral, este funcionará como recipiente de transferencia, al cual se le coloca un tubo en U que esté aproximadamente en la mitad de la altura del líquido.
- Colocar calentamiento al balón de destilación, hasta la ebullición del agua para que el vapor generado pase al recipiente de transferencia y empuje el agua hacia el recipiente receptor.
- Cuando pase el agua que llega al tope del tubo del recipiente de transferencia al receptor, quitar el calentamiento.
- Observar cuidadosamente cada uno de los fenómenos involucrados durante el proceso y establezca sus propias conclusiones.

12.2. PRÁCTICA 2: TRABAJO REALIZADO POR UNA REACCIÓN QUÍMICA [3, p. 354]

Objetivo

Observar el trabajo producido en una reacción química.

Introducción

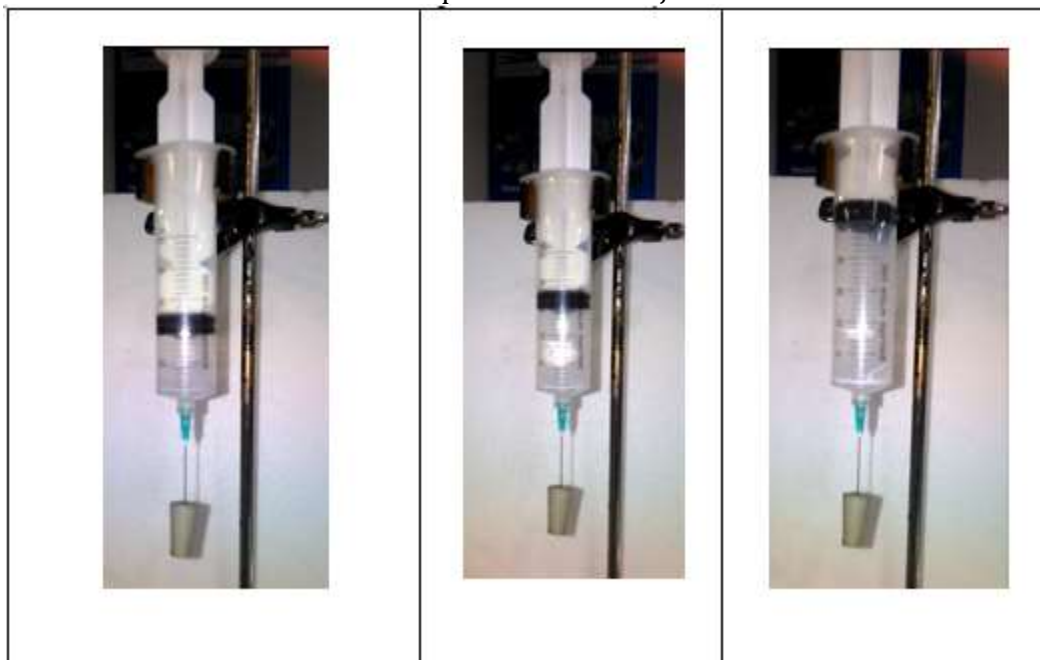
En el estudio de la termodinámica, los estudiantes a menudo tienen dificultades para entender el concepto de que la formación de un gas en una reacción química resulta en trabajo que se realiza en los alrededores. Esta simple práctica demostrativa se puede utilizar para ilustrar esta idea.

Materiales y Equipo

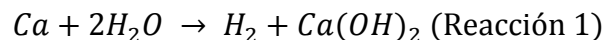
- Jeringa
- Aguja
- Tapón de Caucho
- Calcio

Procedimiento Experimental

Ilustración 12.2: Procedimiento Experimental Trabajo de una Reacción



- Retirar el pistón o émbolo de la jeringa y añadir dentro de la mismas pequeñas piezas de calcio; luego se pone nuevamente el émbolo y este es empujado hasta el fondo. La jeringa debe tener su respectiva aguja.
- Una pequeña cantidad de agua se introduce en la jeringa y la aguja se inserta en un tapón de goma para sellarlo. A medida que el gas hidrógeno se produce a partir de la reacción de:



La presión del hidrógeno fuerza el pistón hacia arriba, lo que demuestra el trabajo que está haciendo la reacción química en los alrededores.

- Observe con detalle el fenómeno y establezca sus propias conclusiones.

ANEXOS

Anexo 12.1: AYUDAS DIDÁCTICAS

Las imágenes que se muestran a continuación son solo algunas herramientas o ayudas didácticas que pueden utilizarse en clase para explicar algunos de los fenómenos estudiados con frecuencia en las áreas técnicas.

PRESIÓN	
 <p>A hand is shown holding a black manometer with a white face and black markings. The manometer is connected to a clear plastic tube, which is in turn connected to a white syringe. The background is a light blue surface.</p>	<p>Manovacuómetro</p> <p>Este es un dispositivo que permite hacer mediciones de presión tanto positivas como negativas (Presión de Vacío – Presiones Manométricas).</p> <p>Se muestra como al instalar el Manovacuómetro a una manguera y jeringa, y realizando movimientos del émbolo se da el movimiento de la aguja reportándose presiones positivas o negativas según sea el caso.</p>
 <p>A clear glass jar is shown with a gold-colored lid. A vacuum gauge with a white face and black markings is attached to the lid. The jar is partially filled with a clear liquid, and the background is a light gray surface.</p>	<p>Referencia de Envasado al Vacío</p> <p>Este es un sencillo dispositivo que consiste de un frasco de vidrio (recipiente de mermelada o conservas) al cual, en su tapa se le adaptó un vacuómetro utilizando accesorios que faciliten el montaje y estanqueidad del mismo.</p> <p>El recipiente se llena totalmente con agua caliente. Se pone la tapa garantizando que se haga un sellado hermético.</p> <p>Al darse el enfriamiento de la masa de agua, se observara cómo la aguja del vacuómetro empieza a desplazarse por el vacío generado (a mayor temperatura del agua vertida inicialmente se espera obtener un mayor vacío cuando esta regrese a la temperatura ambiente).</p>



Imagen 12.3: Sifón o Cola de Marrano

Cola de Marrano

Este dispositivo se usa frecuentemente a nivel industrial como elemento protector de los manómetros. Éste permite que el vapor quede retenido en su estructura curva y al enfriarse ligeramente transmita menos calor al manómetro.

Este consiste de un tubo (acero, acero inoxidable, etc.) el cual se dobla de forma tal que forme una curva cerrada, tal como se muestra en la imagen.

FLUJO



Imagen 12.4: Tubo Venturi

Tubo Venturi

La imagen que se muestra es un modelo didáctico del tubo Venturi.

El tubo Venturi es un estrechamiento practicado en una tubería, el cual sirve para aumentar la velocidad y disminuir la presión en la sección de menor área del fluido que lo recorre. Este tiene muchas aplicaciones en ingeniería y a nivel industrial.

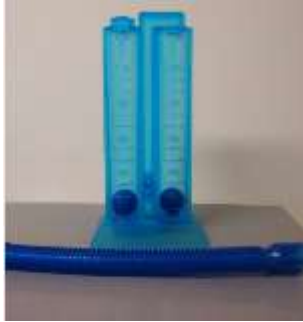


Imagen 12.5: Incentivador Respiratorio
"Modelo 1"



Imagen 12.6: Incentivador Respiratorio.
"Modelo 2"

Incentivador Respiratorio

Este equipo se utiliza con frecuencia para realizar terapia respiratoria.

Estos dispositivos son un buen ejemplo del principio de operación de un flujometro tipo rotámetro.

El tubo por el que se desplaza la esfera es de área variable. Su funcionamiento se basa en el equilibrio de fuerzas que actúan sobre la esfera (peso, arrastre y flotación)

VISTAS



Imagen 12.7: Vista Lateral de Algunos Sólidos

Vistas de Algunos Sólidos

Los elementos que se muestran en la imagen, permiten facilitar la interpretación gráfica de las vistas de algunos sólidos.

En las imágenes (12.7 – 12.8) se muestran las vistas frontales y superiores de diferentes sólidos.



Imagen 12.8: Vista Superior

Con estos sencillos elementos, puede explicarse cómo se puede transformar un cuerpo en otro mediante algunos procesos sencillos de taller.

Se evidencia cómo a partir de un paralelepípedo mediante un proceso de cilindrado, éste se convierte en un cilindro sólido, este cilindro se perfora y se convierte en un cilindro hueco o tubo.

TRANSFERENCIA DE CALOR



Imagen 12.9: Intercambiador de Coraza

Intercambiador de Coraza

La imagen que se muestra es un modelo didáctico de un intercambiador de coraza y tubos, el cual fue construido a partir de una botella plástica, pitillos y cartón.

Este equipo es ampliamente utilizado a nivel industrial.



Imagen 12.10: Serpentín

Serpentín

Este consiste en un tubo en espiral. Suelen estar contruidos de materiales altamente conductores (como vidrio o metal). Es utilizado comúnmente para enfriar vapores y así condensarlos en forma líquida. Este aparato se utiliza de diversas formas pero es bastante común en el laboratorio de química (Equipos de Destilación). A nivel industrial se usa para calentar mediante vapor sistemas cerrados de marmitas, etc.



Imagen 12.11: Pared Compuesta



Imagen 12.12: Placa Infinita



Imagen 12.13: Cilindro Infinito

Pared Compuesta y Placa Infinita

En las imágenes 12.11 y 12.12 se muestran dos ejemplos sencillos de una pared compuesta y placa infinita.

Estas son estudiadas frecuentemente en los cursos de transferencia de calor y tienen gran aplicación a nivel industrial, por ejemplo, para aislar el interior de un horno del exterior, con el fin de evitar las pérdidas de calor.

O para el caso de los cuartos fríos, aislar su interior para evitar el flujo de calor externo.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] PEÑA, S. Ana Beatriz; CÉSPEDES, G., Juan Martín. "Fisicoquímica Manual De Laboratorio". Primera Edición, Universidad de Medellín. Sello Editorial Universidad de Medellín. Medellín: Litografía Dinámica, 2007.
- [2] GIANCOLI, Douglas C. "Física. Principios con Aplicaciones". Sexta Edición. México: Pearson Education, 2006.
- [3] GILBERT, George L. "Tested demonstrations: Work Done by a Chemical Reaction". Journal of Chemical Education. Granville: Denison University.

13. CONCLUSIONES

1. Fue posible dar una respuesta satisfactoria a la pregunta de investigación planteada para el desarrollo de este proyecto, pues, se logró elaborar un manual de prácticas sencillas con elementos de uso común y de bajo costo que permitirá a los estudiantes universitarios familiarizarse con algunas variables termodinámicas.
2. El desarrollo de este trabajo fue una oportunidad para conocer e interactuar con otras áreas de estudio diferentes al área de Química; generalmente en la Escuela los trabajos de grado se enfocan en un aspecto particular relacionado con esta disciplina. Se tuvo la oportunidad de obtener un mayor conocimiento sobre el trabajo que se hace en la Universidad como un todo, ya que para desarrollar algunos temas fue necesario consultar personas vinculadas con la docencia, la investigación, y los laboratorios de extensión. De esta forma fue posible recopilar los conocimientos y experiencia de un buen número de profesionales de distintas áreas, lo cual hace que el presente sea un proyecto de gran aplicación y utilidad.
3. La profusión bibliográfica hace de este documento una herramienta útil para los estudiantes de pregrado de las áreas técnicas, dado que con su consulta podrán complementar algunos de los temas estudiados en su proceso de formación,
4. La experimentación es y seguirá siendo una herramienta clave para el aprendizaje, pues solo con la experiencia y vivencia directa con lo que se estudia se puede afianzar mejor el conocimiento.
5. A nivel técnico se aprovechó la oportunidad para introducir algunas mejoras de diseño en las prácticas ya existentes y de implementar otras nuevas, lo que en suma, se constituyó en una oportunidad de mejoramiento continuo, filosofía de trabajo fundamental en la actualidad. Lo anterior también se aplica a la documentación incluida a lo largo del trabajo, la cual también fue objeto de múltiples mejoras.
6. El presente trabajo se constituye en una oportunidad para reforzar por parte de la tesista los conocimientos adquiridos durante el pregrado en distintas asignaturas.
7. También fue esta una oportunidad para recuperar el trabajo hecho por los docentes directores del mismo, a lo largo de varios años en las clases impartidas por ellos en las materias Fisicoquímica/Termodinámica.